A. 32 6 1/4.

BHS II Y 42-1

Bayerische Berg-, Hütten- und Salzwerke Aktiengesellschaft
Bibliothek II Y
Gruppe:
B.Nr. 42

LEHRBUCH

DER

CHEMIE

von

J. Jacob Berzelius.

Aus dem Schwedischen übersetzt

von

K. A. Blöde und *K. Palmstedt.*

Zweite verbesserte Auflage.

Erster Band,

mit vier Kupfertafeln.

DRESDEN,

in der Arnoldischen Buchhandlung.

1823.

BIBLIOTHEK DER K. B. GENERAL BERGW. U. SALINEN ADMINISTR.

Bayerische
Staatsbibliothek
München

Lehrbuch der Chemie,

von

J. Jacob Berzelius.

Ersten Bandes erste Abtheilung.

Begriff der Chemie.

Chemie ist die Wissenschaft von der Zusammensetzung der Körper und von ihrem Verhalten gegen einander.

Sie ist nicht längst erst zur Wissenschaft geworden, und verdankt ihre Entwickelung gröſstentheils den Versuchen, Gold zu machen. Die Benennung Chemie ist arabisch. In früherer Zeit hieſs sie Alchemie, worunter man jetzt nur die Goldmacherkunst versteht. Al ist der arabische Artikel, und Alchemie bedeutet daher nichts weiter, als die Chemie.

Mehrere Wissenschaften, Künste und Handwerke beruhen fast einzig und allein auf der Chemie, und sie ist unter allen Wissenschaften die anwendbarste für das gemeine Leben.

Verwandtschaft. Affinität.

Die ganze uns umgebende Welt, mit allen, bis ins Unendliche von einander verschiedenen zusammengesetzten Körpern, woraus sie gebildet ist, besteht aus einer unbedeutenden Anzahl einfacher Stoffe, welche durch eigenthümliche Kräfte, die man Verwandtschaften nennt, in mannigfaltigen Verhältnissen mit einander vereiniget sind.

Diese Verwandtschaften sind von doppelter Art. Die eine, kraft welcher die kleinsten Theilchen (Moleculen) der Körper unter einander zusammenhängen, nennt man Zusammenhangs - Verwandtschaft oder Cohaesionskraft. Auf die verschiedenen Grade dieser Verwandtschaft gründet sich die verschiedene Festigkeit der Körper; ist sie stark, so ist der Körper hart und fest;

wird sie schwächer, so wird der Körper flüssig wie Wasser; und bei noch gröſserer Abnahme derselben verwandelt sich der Körper in Luft oder Gas. Diese drei verschiedenen Zustände des Zusammenhanges der Körper, den festen, flüssigen und luftförmigen, nennt man Aggregationsformen. Auf dieser Verwandtschaft beruhen auch die regelmäſsigen Gestalten, welche gewisse Körper, bei ihrem Uebergange aus dem flüssigen in den festen Zustand, annehmen, was man in der Chemie Krystallisation der Körper nennt.

Härte, Weichheit, Zähigkeit, Sprödigkeit u. s. w. sind ebenfalls Abänderungen dieser Kraft.

Die Wirkung dieser Verwandtschaft wird durch Pülvern, Feilen u. dgl. mechanisch, durch Erhitzen chemisch aufgehoben.

Die andere Art der Verwandtschaft heiſst Vereinigungs-Verwandtschaft. Sie findet nur bei zusammengesetzten Körpern, und zwar zwischen den einfachen Stoffen statt, woraus dieselben zusammengesetzt sind. Durch sie können zwei Körper sich zu einem neuen dritten vereinigen, der oft keine von den Eigenschaften derjenigen Körper behält, aus welchen er zusammengesetzt ist.

So können sich zum Beispiel durch Zuthun der Chemie Schwefel und Quecksilber, vermöge ihrer Vereinigungs-Verwandtschaft, zu Zinnober verbinden.

Man pflegt daher beide Arten der Verwandtschaft so zu beschreiben, daſs erstere, die Zusammenhangs-Verwandtschaft, bei gleichartigen (homogenen) Körpern, z. B. zwischen den kleinsten Körnchen des Zinnobers, die chemische oder Vereinigungs-Verwandtschaft aber zwischen ungleichartigen (heterogenen) Körpern, z. B. zwischen Schwefel und Quecksilber statt finde.

Die Vereinigungs-Verwandtschaft zeigt unterschiedliche Abänderungen, worunter folgende die vornehmsten sind.

1) Die Grade dieser Verwandtschaft sind bei den meisten Körpern, welche durch sie verwandt sind, nie-

mals von *gleicher* Stärke, sondern bei dem einen Körper ist sie *allezeit* gröſser, als bei dem andern.

So hat z. B. das Eisen eine gröſsere Verwandtschaft zum Schwefel als zum Quecksilber; wenn man daher Eisenfeilspäne und Zinnober gnüglich mit einander mengt und zusammen erhitzt, so vereiniget sich das Eisen mit dem Schwefel, und scheidet das Quecksilber aus, welches dann mit seinen ursprünglichen Eigenschaften wieder hervortritt.

Diese Veränderung der Vereinigungs-Verwandtschaft nennt man Wahlverwandtschaft, weil die Körper von *allen* übrigen stets denjenigen auszuwählen scheinen, zu welchem sie die gröſste Verwandtschaft besitzen.

2) Eine zweite Verschiedenheit zeigt sich in Hinsicht der Menge der Körper, welche durch ihre Verwandtschaft auf einander wirken, und zwar dergestalt, daſs eine gröſsere Menge eines Körpers von schwacher Vereinigungs-Verwandtschaft einen Theil der stärkeren Verwandtschaft eines in geringerer Menge anwesenden zweiten Körpers überwältigen, das heiſst mit wenigen Worten: *daſs* die Menge bisweilen den Mangel an Stärke ersetzen kann. Indessen erleidet diese Regel bedeutende Ausnahmen.

3) Auch die ungleiche Zusammenhangs-Verwandtschaft (Cohaesionskraft) der Körper bringt Veränderungen hervor. Dieſs ist der Fall, wenn die Neigung eines Körpers zu Annahme der festen oder luftförmigen Gestalt entweder an sich so stark ist, daſs sie jede Verwandtschaft überwältiget, oder wenn derselben noch eine andere schwächere Verwandtschaft zu Hülfe kommt, und dann beide zusammen die stärkere Verwandtschaft der Körper überwinden, welche auſserdem die flüssige Gestalt beibehalten haben würden.

Die Kohlensäure z. B. ist eine von denjenigen Säuren, die sich am leichtesten aus ihren Vereinigungen mit andern Körpern lostrennen lassen. Der Grund davon liegt nicht allein darin, daſs diese Säure eine an sich schwächere Vereinigungs-Verwandtschaft, als mehrere andere

Säuren hat, sondern auch in ihrem Streben, Luftgestalt anzunehmen, was so groſs ist, daſs die kleinste Menge davon, die aus einer ihrer Vereinigungen herausgetrieben wird, sogleich in Luftgestalt entweicht, folglich aber nicht zurückbleibt, und daher nicht durch ihre Masse fortwirken kann.

4) Endlich wird diese Verwandtschaft auch verändert, wenn mehrere gemischte Körper auf einander wirken.

Wenn zwei Salze, z. B. schwefelsaüres Ammoniak und salzsaures Kali, mit einander gemengt werden, so verändert sich die Zusammensetzung beider Salze auf solche Weise, daſs die stärkste Säure sich mit demjenigen Körper vereiniget, zu welchem sie oder auch beide (Säuren) die stärkste Verwandtschaft besitzen, was in diesem Falle das Kali ist; die schwächere Säure hingegen verbindet sich mit dem Körper, zu welchem sie, oder auch beide, die schwächste Verwandtschaft haben, so daſs aus dieser Mischung schwefelsaures Kali und salzsaures Ammoniak hervorgehn. — Daſs keine solche Veränderung statt finde, wenn die Bestandtheile dieser Salze schon vor dem Zusammenmengen auf diese Weise vereiniget waren, versteht sich von selbst.

Diese Abänderung der Vereinigungs-Verwandtschaft hat man die zusammengesetzte oder doppelte Verwandtschaft genannt.

Ein anderes Beispiel davon ist folgendes. Wenn man Eisenfeilspäne in Wasser legt, so entsteht keine Veränderung, weil die Verwandtschaft des Eisens zu dem einen Bestandtheile des Wassers, dem Sauerstoffe, die gegenseitige Verwandtschaft der Bestandtheile des Wassers, des Wasser- und Sauerstoffs, nicht zu überwältigen vermag. Bringt man aber Schwefelsäure hinzu, so wird dadurch das Verhalten der Verwandtschaften verändert. Die Schwefelsäure hat eine starke Verwandtschaft zu dem mit Sauerstoff verbundenen Eisen (oxydirten Eisen, Eisenoxyd), und diese Verwandtschaft, verbunden mit der ursprünglichen Affinität des Eisens zum Sauerstoffe, überwindet nunmehr

die Verwandtschaft des zweiten Bestandtheils des Wassers — des Wasserstoffs — die das Eisen für sich nicht überwältigen konnte, wodurch der Wasserstoff frei wird, und in Luftgestalt (als Wasserstoffgas, brennbare Luft) entweicht.

Diese Abänderung hat die wenig passende Benennung prädisponirende Verwandtschaft erhalten.

Eintheilung der Körper.

Die auf unserm Erdboden vorkommenden Körper werden in einfache, unzerlegte und zusammengesetzte eingetheilt.

1) Einfache Körper nennen wir diejenigen, von welchen wir mit voller Zuverlässigkeit zu wissen glauben, daſs sie nicht zusammengesetzt sind, und die wir allenthalben als Bestandtheile der übrigen Natur antreffen.

Unsere Voraltern nannten sie Elemente und nahmen an, daſs alle Körper aus vier einfachen Grundstoffen oder Elementen, nämlich aus Erde, Feuer, Luft und Wasser, zusammengesetzt wären. Jetzt wissen wir, daſs die meisten dieser alten Elemente zusammengesetzt sind, und daſs sonach die Begriffe unserer Voraltern unrichtig waren.

2) Unzerlegte nennen wir diejenigen Körper, welche wir zwar aus Gründen nicht als einfach ansehn, die wir aber dennoch bis jetzt noch nicht in einfachere Grundstoffe haben zerlegen können, und deren Bestandtheile, im Fall diese Körper zusammengesetzt wären, uns sonach zur Zeit noch völlig unbekannt sind.

3) Zusammengesetzte Körper sind diejenigen, welche mit Hülfe der Chemie in einfachere Bestandtheile zerlegt werden können. So wird z. B. der Zinnober ein zusammengesetzter Körper genannt, weil er sich in Schwefel und Quecksilber zerlegen läſst, und diese beide Körper betrachten wir als einfache, weil sich keine einfacheren Bestandtheile aus ihnen ausscheiden lassen.

Unter den einfachen Körpern giebt es eine gewisse Klasse von Stoffen, welchen mehrere Haupteigenschaften

der übrigen mangeln, die wir daher mit Unsicherheit zu den eigentlichen materiellen Stoffen rechnen, und die deshalb von Manchen nur als Eigenschaften derjenigen Körper betrachtet werden, an welchen sie sich in gewissen Fällen vorfinden.

Das hauptsächlichste Merkmal ihrer Verschiedenheit von andern Körpern ist, daſs sie ohne Schwere (imponderabel) sind, und für sich selbst keinen wahrnehmbaren Raum einnehmen.

Es sind folgende vier: Licht, Wärme, Elektricität und Magnetismus. Sie haben so vieles mit einander gemein, daſs man wohl vermuthen sollte, daſs einer oder der andere aus den übrigen zusammengesetzt sei, oder daſs sie sämmtlich aus gemeinschaftlichen, einfachen, uns gänzlich unbekannten Grundstoffen bestehen.

Einfache unwägbare Stoffe.

Licht- und Wärmestoff.

Die Erdkugel würde an sich dunkel und kalt sein, wenn sie nicht von der Sonne erleuchtet und erwärmt würde.

Die Sonne ist ein im Mittelpunkte unsres Planetensystemes befindlicher, groſser, leuchtender Körper, von welchem unausgesetzt Licht und Wärme mit unbeschreiblicher Schnelligkeit ausströmen, und die sogenannten Sonnenstrahlen bilden. Die Natur der Sonne ist uns unbekannt. In Hinsicht ihrer Eigenschaft, zu leuchten und zu erwärmen, könnte man sie mit einer weiſsglühenden Eisenkugel in dem Augenblicke vergleichen, wo diese aus dem Heerde genommen wird; allein selbst dieses Gleichniſs ist unpassend, weil die Eisenkugel jene Eigenschaft sehr schnell wieder verliert, während sie bei der Sonne ohne Abnahme und Aufenthalt fortdauert. Man hat in neuerer Zeit die Idee aufgestellt, daſs die Quelle der Sonnenstrahlen eine Art von Atmosphäre sei, welche den, übrigens dunklen Körper der Sonne umgebe, und ist auf

diese Vorstellung dadurch geleitet worden, daſs man die Sonnenflecken für Oeffnungen in dieser Lichtatmosphäre gehalten *hat*, durch welche der dunkle Sonnenkörper sichtbar werde; indessen ist auch dieses eine bloſse Vermuthung.

Die Sonnenstrahlen strömen mit einer solchen Geschwindigkeit aus, daſs sie nur $8\frac{1}{2}$ Minuten Zeit brauchen, um den unermeſslichen Raum zwischen der Erde und Sonne zu durchlaufen. Sie schieſsen beständig in grader Linie fort, breiten sich aber dabei so aus, daſs ihre Dichtheit in demselben Verhältnisse abnimmt, in welchem die Quadrate ihrer Entfernung von der Sonne zunehmen. Das *heiſst:* wenn die Erde doppelt so weit von der Sonne entfernt wäre, als sie es wirklich ist, so würden 4 Sonnen nöthig sein, um dieselbe gleich stark zu erleuchten und zu erwärmen; wäre der Abstand dreimal so groſs, so würden 9 Sonnen, bei vierfacher Entfernung 16 Sonnen u. s. f. erfordert werden.

Wenn die Sonnenstrahlen auf einen Körper treffen, so wird dieser dadurch sichtbar, daſs sie von seiner Oberfläche zurückgeworfen werden, nach Gesetzen, welche die *Physik* lehrt.

Verschiedene Körper haben die Eigenschaft, die Sonnenstrahlen unverändert durch sich hindurch gehen zu lassen. Diese werden Leiter für das Licht, oder im täglichen Leben durchsichtig genannt. Wenn aber die Sonnenstrahlen in einen solchen durchsichtigen Körper eintreten, so wird ihre grade Linie verändert, und nach Verschiedenheit der Brennbarkeit, Dichtheit und Oberfläche des Körpers, auf unterschiedliche Weise gebrochen. Kommen die Strahlen aus einem dünneren durchsichtigen Körper in einen dichteren, z. B. aus der Luft in das Wasser, so werden sie einer graden Linie, die man vom Einfallspunkte lothrecht auf die brechende Oberfläche ziehen kann, zu gebrochen; und umgekehrt, wenn sie aus einem dichteren in einen dünneren übergehn. Darauf gründet sich der bekannte Versuch, daſs, wenn man ein Stück Geld in eine Schüssel legt, und sich so weit davon

entfernt, daſs das Geld durch den Rand der Schüssel dem Auge verdeckt wird, dasselbe dann wieder zum Vorschein kommt, wenn man die Schüssel voll Wasser gieſst. Diese Eigenschaft der Körper, das durch sie hindurchgehende Licht zu brechen, wird durch die verschiedene Natur der Körper verschiedentlich verändert, und ist im Allgemeinen am stärksten bei den brennbaren Körpern. Daher werden die Sonnenstrahlen von Diamant, Naphta, Wasserstoffgas u. a. weit stärker gebrochen, als es in Verhältniſs der Dichtheit dieser Körper geschehen sollte.

Aber auch die Verschiedenheit der Oberfläche der Körper verändert den Brechungswinkel, sowohl beim Ein- als Austritt der Lichtstrahlen; hierauf gründet sich die Lehre von den Augengläsern, Brenngläsern, u. s. w. oder die Dioptrik. Die Gesetze der Strahlenbrechung sind rein mathematisch, und gehören in die Physik, ihre Wirkungen aber sind auch ein Gegenstand der Chemie.

Zertheilung der Sonnenstrahlen.

Läſst man in einem vollkommen finsteren Zimmer die Sonnenstrahlen durch ein kleines Loch auf ein Glasprisma, oder auf ein eckig geschliffenes Glas fallen, und hält in einem gewissen Abstande ein weiſses Papier dahinter, so erhält man eine längliche, an den Enden abgerundete Figur, die aus sieben der schönsten Farben besteht, welche allmählich eine in die andere übergehen. Dieses Bild, welches man das Farbenbild *(Spectrum prismaticum)* nennt, fällt etwas unterhalb der graden Linie der Sonnenstrahlen auf das Papier, weil diese durch das Glas gebrochen werden. Wendet man eine Kante des Prisma's nach oben, so ist das Farbenbild zu oberst roth, wird dann pomeranzengelb, gelb, grün, hellblau, dunkelblau und zu unterst veilchenblau.

Stellt man einen Tisch so auf, daſs das ganze Farbenbild klar und deutlich darauf fällt, bringt dann in jede der 7 Hauptfarben ein Thermometer, und stellt endlich

zwei andere Thermometer außerhalb desselben nahe an die abgerundeten Enden des Bildes, so zeigen sich folgende Erscheinungen. Die Thermometer, welche im violetten Strahle und nächst diesem außerhalb dem Farbenbilde stehen, werden nicht erwärmt; in der blauen Farbe bemerkt man schon ein kleines Steigen des Thermometers, noch mehr im Grünen; im Pomeranzengelben und Rothen nimmt die Erwärmung immer mehr und mehr zu, bis endlich außerhalb dem Bilde, in gewissem Abstande vom rothen Ende desselben, die Temperatur am höchsten steigt, so daß die meiste Wärme in geringer Entfernung vom rothen Ende des leuchtenden Farbenbildes entwickelt wird.

Dieß beweist deutlich, daß die Sonnenstrahlen bei ihrem Durchgange durch das Prisma in leuchtende gefärbte und in nichtleuchtende erwärmende Strahlen zertheilt, und beide auf verschiedene Weise gebrochen werden, daher sie auch nach der Brechung nicht auf einerlei Stelle fallen, sondern zwei verschiedene Spectra bilden, wovon das erwärmende das längste ist. Die dichtesten von den erwärmenden Strahlen, die am wenigsten gebrochen werden, fallen etwas außerhalb der rothen, und die gefärbten Strahlen, welche die stärkste Brechung erleiden, fallen mit den wenigst concentrirten erwärmenden auf eine Stelle. Wenn z. B. Taf. I. Fig. 1. AB das Bild der gefärbten Strahlen darstellt, welches, wegen der stärkeren Brechung dieser Strahlen, das längere ist; so fällt das Spectrum der erwärmenden Strahlen ohngefähr in AD, so daß bei D die dichtesten Strahlen einfallen, und nach A zu immer mehr abnehmen.

Die Zerlegung des Sonnenlichts in leuchtende und erwärmende Strahlen wurde zuerst von Herschel entdeckt, wiewohl einige Zeit vorher schon Rochon gefunden hatte, daß verschieden gefärbte Strahlen auch eine verschieden erwärmende Kraft besitzen. Herschels Versuche sind späterhin von andern Naturforschern wiederholt und bestätiget worden. Allein man hat gefunden, daß der Stoff, aus welchem das Prisma gefertiget ist,

Einfluſs auf die Resultate hat. So fällt, nach Seebeck's Versuchen, der wärmste Punkt auſserhalb des rothen Strahles, wenn das Prisma aus englischem Flintglase gemacht, in dem rothen Strahl selbst aber, wenn es aus Kronenglase oder gewöhnlichem weiſsen Glase verfertiget ist, und wenn man, statt eines aus dem Ganzen verfertigten Prisma's, sich eines solchen bedient, was aus Glasscheiben zusammengesetzt, und mit Wasser, Alkohol oder Terpentinöl gefüllt ist, so fällt die stärkste Wärme in den gelben Strahl.

Inzwischen erleiden die Sonnenstrahlen im Prisma noch eine anderweitige Zerlegung. Scheele entdeckte nämlich, daſs ein Papier, welches mit salzsaurem Silber (einem schneeweiſsen Salze, das die Eigenschaft besitzt, vom Sonnenlichte geschwärzt zu werden) bestrichen ist, wenn man das Farbenbild durch das Prisma darauf fallen läſst, in dem rothen Strahle nicht verändert, dagegen aber am äuſsersten Ende des Violetten vorzüglich stark geschwärzt werde. Diese Versuche sind späterhin mit der gröſsten Genauigkeit von Ritter, Wollaston, Böckmann, Seebeck und Berard wiederholt worden, und alle stimmen dahin überein, daſs, so wie das rothe Ende das wärmste ist, das violette Ende dagegen die Eigenschaft, das salzsaure Silber zu schwärzen, am stärksten besitze. Berard fand, daſs die eine Hälfte der Strahlen des Farbenbildes, vom rothen Ende an gerechnet, wenn man sie in einem doppeltconvexen Glase auffängt, sich in einen farbenlosen, unbeschreiblich stark leuchtenden Brennpunkt sammeln läſst, welcher auf das salzsaure Silber nicht die mindeste Wirkung äuſsert; wogegen der weniger leuchtende Brennpunkt der violetten Hälfte dasselbe in wenigen Minuten vollkommen schwärzt. Seebeck hat gefunden, daſs salzsaures Silberoxyd, das dem rothen Strahle lange ausgesetzt wird, eine blaſs rosenrothe Farbe davon annimmt, und wenn das Prisma aus Flintglas besteht, so röthet sich das Oxyd zunächst auſserhalb der rothen Strahlen, wo die stärkste Wärme hinfällt, am meisten. Dieselbe Farbenwandlung erleidet das salzsaure Silberoxyd,

wenn es bis zu einem gewissen Grade erhitzt und eine Weile in dieser Temperatur erhalten wird.

Sonnenstrahlen, die durch gefärbtes Glas gehn, bringen gleiche Wirkungen, wie die gleichgefärbten Strahlen des Farbenbildes hervor, so daſs salzsaures Silber hinter blauem und violettem Glase geschwärzt wird, hinter rothem und pomeranzengelbem aber nicht. Vielmehr wird es hinter rothem Glase roth, und zwar weit leichter, als im prismatischen Farbenbilde selbst. Seebeck hat ferner die Beobachtung gemacht, daſs, wenn man ein Papier mit einer neutralen und nicht allzu concentrirten Goldauflösung (aus welcher das Gold durch das Licht reducirt wird) bestreicht, und einen Theil dieses Papiers trocknet und im Dunkeln aufbewahrt, einen andern Theil aber nach dem Trocknen einige Augenblicke der Einwirkung des Sonnenlichts aussetzt, jedoch derselben wieder entzieht, ehe noch eine sichtbare Wirkung davon eintritt, und dann diesen Theil des Papiers mit dem andern (im Dunkeln) aufbewahrt, derselbe allmählich im Finstern eben derselben Farbenwandlung durch die Reduction des Goldes unterliege, als wenn er immer am Tageslichte gelegen hätte, wogegen das andere Stück sich nicht im mindesten verändert.

Man hat ferner zu finden geglaubt, daſs die beiden äuſsersten Enden des prismatischen Farbenbildes auch entgegengesetzte chemische Wirkungen hervorbrächten, so daſs das violette Ende reducire oder die Reduction befördere, das rothe Ende hingegen die Oxydation begünstige, und man hat daher in der Zertheilung des Lichts etwas völlig Analoges mit den Wirkungen der getrennten entgegengesetzten Elektricitäten finden wollen. Ritter wollte beobachtet haben, daſs das geschwärzte salzsaure Silber von den rothen Strahlen oxydirt und weiſs werde, was jedoch allen anderen Erfahrungen widerspricht. Umgekehrt fand Wollaston, daſs Guajakharz im violetten Strahle, unter Einschlucken von Sauerstoffgas, grün werde, und Berard beobachtete, daſs ein Gemenge von Wasserstoffgas und oxydirtem Salzsäuregas (oder gasförmigen Salzsäure-Super-

oxydul) von den violetten Strahlen entzündet werde, was in keinem andern Theile des Farbenbildes der Fall war. Seebeck hat gezeigt, daſs dieſs auch hinter violettem, nicht aber hinter rothem und gelbem Glase statt finde. Dagegen glückte es Wollaston, einen wahren Gegensatz von chemischer Wirkung an den beiden Enden des Farbenbildes auf die Weise zu entdecken, daſs er ein Papier mit Guajaktinktur gelb färbte, und dasselbe erst den concentrirten Strahlen am violetten Ende aussetzte, wo es grün wurde, dann aber in die concentrirten Strahlen des rothen Endes brachte, wo es seine gelbe Farbe wieder annahm. Allein da er nachher fand, daſs die grüne Farbe sich auch durch bloſse Erwärmung des Papiers wieder in die gelbe verwandele, so kann man die Wiederherstellung dieser Farbe am rothen Ende auch als eine bloſse Wirkung der wärmenden Strahlen betrachten, besonders da bekanntlich mehrere Pflanzenfarben in + 100° bis 120° trockener Wärme, eben so gut als vom Sonnenlichte gebleicht werden.

Eine andere Beobachtung ist, daſs gewisse Körper, z. B. geschwefelter Kalk, geschwefelter Baryt, geschwefelte Strontianerde, manche Diamante, verschiedene Abänderungen des Fluſsspaths u. dgl. m., wenn sie dem Sonnenlichte auf einige Augenblicke ausgesetzt werden, eine Zeitlang im Finstern leuchten. Wilson und Ritter haben ausgemittelt, daſs diese Erscheinung vorzüglich durch das violette Farbenende erweckt wird, und daſs Körper, die im Dunkeln leuchten, diese Eigenschaft augenblicklich verlieren, wenn man sie dem rothen Ende aussetzt.

Diese bisher bekannt gewordenen Thatsachen deuten offenbar auf eine ungleiche Beschaffenheit der in die Endpunkte des Farbenbildes fallenden Strahlen hin. Wenn wir uns indessen in unseren Schluſsfolgerungen, besonders da, wo von allgemeinen und weitumfassenden Gegenständen die Rede ist, nicht übereilen wollen; so müssen wir auch bekennen, daſs diese Umstände uns noch nicht zu der Annahme berechtigen, daſs dieser Gegensatz grade in Oxydation in dem einen, und in Reduction in

dem andern Ende des Farbenbildes bestehe, so glaublich es auch sein mag, dafs diese Idee künftig durch ausgedehntere Untersuchungen sich als wahr bestätigen dürfte. Wir werden in der Folge sehn, dafs die beiden Elektricitäten, von welchen wir durch Erfahrung wissen, dafs die eine die Reduction, die andere die Oxydation befördere, sobald sie sich vereinigen und als Elektricitäten verschwinden, sich als strahlendes Licht und Wärme offenbaren. Welche herrliche Entdeckung würde es daher sein, wenn man dahin gelangte, aus dem strahlenden Lichte die Eigenschaften herleiten zu können, durch welche die verschwundenen Elektricitäten sich auszeichnen!

Morichini giebt an, dafs das violette Licht die Eigenschaft besitze, eine darin aufgehängte Compafsnadel, nach einer halbstündigen Bestrahlung, magnetisch zu machen. Dieser Versuch ist indessen nicht allen, die ihn wiederholt haben, gelungen, und man hat geglaubt, dafs er nur bei vollkommen klarer Luft glücke, dann aber, wenn die Atmosphäre mit Dünsten angefüllt ist, und der Himmel eine bleiche Farbe hat, mifslinge. Diese Angabe bedarf daher noch einer weitern Bestätigung, ehe sie für richtig angenommen werden kann.

Die Sonnenstrahlen sind sonach aus denjenigen Stoffen zusammengesetzt, die uns das Gefühl des Lichts und der Wärme verursachen.

Lichtstoff.

Ob das farbenlose Licht, nach Newtons Vermuthung, aus jenen 7 Hauptfarben zusammengesetzt sei, oder ob diese Farben durch Vereinigung des Lichtstoffs mit verschiedenen Mengen Wärmestoff entstehen, wie man in neuerer Zeit hat vermuthen wollen, lasse ich hier auf sich beruhen.

Die Farben der Körper entstehen durch Zersetzung der Sonnenstrahlen, indem ihre Oberflächen gewisse Strahlen zurückwerfen, die übrigen aber zurückbehalten; so wird z. B. ein Körper blau genannt, dessen Oberfläche

die blauen Strahlen zurückwirft, die übrigen alle aber einsaugt u. s. w. Durch die bis ins Unendliche verschiedene Mengung der zurückprellenden Strahlen entsteht die unendliche Nüancirung der Farben der Körper. Schwarze Körper saugen alle Lichtstrahlen ein, weiſse hingegen werfen dieselben sämmtlich zurück.

Bei jeder Zerlegung der Lichtstrahlen in Farben wird auch Licht und Wärme in höherem oder geringerem Grade ausgeschieden, je nachdem die zurückgeworfenen Strahlen in ihrer Grundmengung mehr oder weniger Wärmestoff aufnehmen. Daher wird ein schwarzer Körper von den Sonnenstrahlen erhitzt, weil er alles oder fast alles Licht in sich aufnimmt, wobei die Wärme der Strahlen in ihm frei wird, und sich den nächsten Körpern mittheilt. Nach ihm folgen in den Graden der Erwärmung die violetten, blauen, grünen, gelben und rothen Körper; weiſse werden am wenigsten erwärmt, und vollkommen polirte Spiegel, besonders metallene, nehmen gar keine Wärme an, weil sie die Strahlen ganz unverändert zurückwerfen.

Aus den sieben gefärbten Strahlen läſst sich wieder ein farbenloses Licht zusammensetzen, wenn man sie in einem groſsen Brennglase auffängt; allein dieses farbenlose Licht ensteht nur erst im Brennpunkte, und hat auch da noch einen farbigen Rand, weil sich die farbigen Strahlen nicht vollkommen genug vereinigen lassen. — Macht man sich eine runde Scheibe von Holz oder Pappe, und theilt sie in sieben Ausschnitte dergestalt ein, daſs der Ausschnitt für die rothe Farbe 45°, für das Pomeranzengelbe 27°, für das Gelbe 48°, fürs Grüne 60°, für das Hellblaue 60°, für das Dunkelblaue 40°, und für das Violblaue 80°, beträgt, und bemalt diese Ausschnitte sodann mit möglichst klaren Farben, so erscheint die Scheibe vollkommen weiſs, wenn sie mit einer gewissen Schnelligkeit umgedreht wird.

Wenn die Lichtstrahlen durch ein auf beiden Seiten convex (erhaben) geschliffenes Glas, z. B. durch ein gewöhnliches Brennglas hindurchgehn, so werden sie, wie

die Physik lehrt, gegen den Mittelpunkt des Glases zu dergestalt gebrochen, daſs sie hinter dem Glase einen Kegel bilden, und, nach der mehrern oder mindern Convexität des Glases, in kürzerem oder weiterem Abstande in einen Punkt zusammentreffen, den man den Brennpunkt oder Focus nennt. Hält man in diesen Punkt einen undurchsichtigen Körper, so fallen auf diesen kleinen Raum alle Sonnenstrahlen zusammen, welche durch das ganze Brennglas durchgegangen sind, und setzen allen Wärmestoff, der sich über einen Raum von der Gröſse des Brennglases verbreitet haben würde, auf diesem einzigen Punkte ab. Daher entsteht in diesem Punkte eine Wärme, die nach Verschiedenheit der Gröſse und Erhabenheit des Glases von einer schwachen Glühhitze bis zum höchst möglichen Grade der Hitze gehen kann, den wir hervorzubringen vermögen. Hierbei ist aber noch zu erinnern, daſs der Brennpunkt der wärmenden Strahlen nicht ganz genau mit dem Punkte der leuchtenden Strahlen zusammen, sondern weil jene weniger gebrochen werden, eine kleine, kaum bestimmbare Strecke hinter den Lichtpunkt fällt.

Wollaston fand mittelst eines eigends dazu eingerichteten ringförmigen Prisma's (welches aus einem doppeltconvexen, in der Mitte bis auf einen gewissen Abstand von dem Umkreise mit schwarzem Papiere überzogenen Glase bestand), daſs, wenn das Licht dadurch farbig gebrochen wurde, der Brennpunkt der wärmenden Strahlen etwa um $\frac{1}{12}$ seiner ganzen Entfernung vom Glase weiter wegfalle, als der Brennpunkt der leuchtenden Strahlen.

So lange die Strahlen durch Leiter oder durchsichtige Körper gehn, werden sie nicht zerlegt, und der durchsichtige Körper nimmt keine Wärme an; je weniger durchscheinend aber die Körper sind, desto mehr werden sie erwärmt. Daher setzen die Sonnenstrahlen in der Luft nur wenig Wärmestoff ab, weil die Luft der beste bekannte Lichtleiter ist; das Glas hingegen, und selbst das reinste, ist schon ein geringerer Leiter als die Luft, zersetzt daher schon einen kleinen Theil der Strahlen, und

wird dadurch erwärmt. Dieser Umstand macht, daſs in der höheren Atmosphäre eine stete Kälte vorwaltet, weil die Sonnenstrahlen dort keinen Körper antreffen, welcher ihren Wärmestoff ausscheidet. Aus diesem Grunde ist auch die Wärme auf hohen Bergen so gering, weil die Sonnenstrahlen dort auf eine so unbedeutende Körpermasse treffen, daſs die aus ihnen entwickelte Wärme von der umgebenden Luft immer wieder fortgeführt wird. Hierzu kommt noch, daſs die Sonnenstrahlen in der wärmsten Zeit auf die Abhänge der Berge in schräger Richtung, und daher weniger dicht auffallen. — Dunkle Körper, die alles Licht einsaugen, scheiden auch allen Wärmestoff aus, daher der Erdboden mehr erwärmt wird, als das Meer.

Man hat diese Eigenschaft der Körper benutzt, um die Intensität (Dichtheit) des Lichtes zu messen, und zwar auf die Weise, daſs man von zwei ziemlich gleich gehenden Thermometern die Kugel des einen geschwärzt hat. Im Dunkeln gehn beide gleich, am Tage aber steigt das geschwärzte höher, als das andere, und das zwar um so mehr, je stärker das Licht ist, was auf beide fällt. Ein solches Instrument nennt man einen Lichtmesser oder Photometer. Es wurde von Pictet erfunden. Leslie fand durch die damit angestellten Versuche, daſs das Sonnenlicht eine 12,000 Mal stärkere Intensität als ein Wachslicht hat, so daſs ein Stückchen Sonne von der Gröſse einer Lichtflamme so viel als 12,000 Wachslichter zusammen leuchten würde. Mittelst desselben Instruments kann man auch die Durchsichtigkeit der Körper messen. So fand Leslie, daſs z. B. von 100 Lichtstrahlen trockner Cambrik 80, nasser Cambrik 93, feines Papier 49, geöltes Papier 80 Strahlen u. s. w. durchlassen.

Die Sonnenstrahlen sind sonach an und für sich nicht warm, sondern geben dann erst Wärme, wenn sie von nichtleitenden Körpern zersetzt und eingesaugt werden, daher man lange glaubte, die Sonnenstrahlen würden dadurch wärmend, daſs sie einen auf der Erde befindlichen eigenen Wärmestoff in Bewegung setzten. Nach Leslie's

lie's photometrischen Versuchen betrug unter der Breite von Edinburg im Sommer zur Zeit der Sonnenwende die wärmeerregende Kraft der Sonnenstrahlen beim Untergange der Sonne 90° Fahr. oder + 32° C. Im Winter hingegen war ihre höchste wärmende Kraft = 25° F. oder — 3°, 6 C. Die Sonnenstrahlen, welche an einem Sommertage durch einen mit lichten Wolken bedeckten Himmel durchströmen, betragen unter derselben Breite 16° bis 20° C., im Winter aber nur 6° bis 9° C.

Bei jeder Verbrennung entstehen Strahlen, die den Sonnenstrahlen ähnlich, jedoch weit geringer dicht und mit dem in ihnen enthaltenen Wärmestoffe weit schwächer verbunden sind. Man kann sich leicht von der wärmenden Natur dieser Strahlen überzeugen, wenn man sich im Winter in einem kalten Zimmer vor ein Kaminfeuer stellt; man fühlt die Hitze oft in ziemlicher Entfernung vom Feuer, ohngeachtet die Zimmerluft nicht davon erwärmt wird. Die Ursache davon ist, daſs die Feuerstrahlen ihren Wärmestoff nicht unmittelbar an die Luft als Leiter, sondern erst dann absetzen, wenn sie auf einen undurchsichtigen Körper stoſsen. Daher schmilzt auch das Eis an den Fenstern, sobald es von den Strahlen des Kaminfeuers erreicht wird, wenn auch das Zimmer selbst noch so kalt ist, daſs zwischen dem Fenster und der Feuerstätte Wasser im Schatten noch gefrieren kann.

Die Strahlen des Feuerlichts können eben so, wie die Sonnenstrahlen gebrochen, verdichtet und zerlegt werden, enthalten aber eine weit geringere Menge Wärmestoff, und lassen ihn auch viel leichter fahren. Wenn man sie daher durch ein Brennglas zu verdichten versucht, so wird das Glas erwärmt, und die leuchtenden Strahlen gehen fast allein hindurch. Auf gleiche Weise verhält es sich mit gläsernen Brennspiegeln; mit guten metallenen Brennspiegeln hingegen kann man die Feuerstrahlen verdichten, und nach Verhältniſs ihrer verschiedenen Intensität, Körper, die man in ihren Brennpunkt bringt, erhitzen oder auch anzünden. Die Strahlen des Feuers sind demnach nicht ganz so zusammengesetzt, wie die Sonnenstrahlen, unge-

achtet sie, wie diese, durch das Prisma in die 7 Hauptfarben zertheilt werden können.

Ob Wärmestoff für die Natur eines Lichtstrahls nothwendig bedingt sei oder nicht, ist noch nicht mit Sicherheit bekannt; daſs aber ein Lichtstrahl einen groſsen Theil seines Wärmestoffs verlieren, und doch noch ein Lichtstrahl bleiben könne, sehn wir nicht nur an den Feuerstrahlen, welche durch ein Brennglas gehn, sondern auch am Mondlichte, was durch die vom Monde zurückprellenden Sonnenstrahlen gebildet wird, welche ihren Wärmestoff und einen groſsen Theil ihres Lichts auf der sie verschlukkenden Oberfläche des Monds zurücklassen, und dadurch ihre Eigenschaft, zu wärmen, gänzlich verlieren.

Viele Körper geben auch ohne Verbrennung ein schwaches Licht von sich, das zwar hinlänglich sichtbar ist, aber nicht zum Erleuchten ausreicht, wie z. B. manche lebende Thiere, faulende Thier- und Pflanzenstoffe, mehrere Steinarten, wenn man sie gelind erwärmt, oder gegen einander stöſst und reibt, Zucker, wenn er gestoſsen wird u. s. w. Woher das Licht in diesen Fällen komme, ist uns eben so unbekannt, als wir in den meisten Fällen nicht wissen, ob dieses Licht einigen Wärmestoff enthalte.

Die Lichtstrahlen haben mancherlei Einfluſs auf die Zusammensetzung mehrerer Körper, wobei sich die Strahlen der Sonne, durch ihre unendlich gröſsere Dichtheit, wieder vor allen anderen auszeichnen. Ihre gewöhnlichste Wirkung ist, daſs sie unterschiedliche oxydirte oder verbrannte Körper wieder in ihren ursprünglichen brennbaren Zustand versetzen, wobei der Sauerstoff in Gasgestalt ausgeschieden wird. So färben sie z. B. reine und concentrirte Salpetersäure gelb oder roth, während ein Theil ihres Sauerstoffs in Gasgestalt entweicht; oxydirte Salzsäure wird durch sie in gewöhnliche verwandelt, und der überschüssige Sauerstoff dabei frei. Aus manchen Goldauflösungen fällen sie theils das Gold in metallischer Gestalt, theils entziehen sie ihm einen Theil des Sauerstoffs. Silbersalze werden durch das Licht theils zu metallischem

Silber hergestellt, theils geschwärzt, wobei vorzüglich das salzsaure Silber sich auszeichnet.

Das Licht bleicht und zerstört die meisten vegetabilischen Farben. Wir sehen täglich, wie das Sonnenlicht unsere gefärbten Zeuche ausbleicht und die meisten ihrer Farben vernichtet. Ein des schnellen Verlaufs halber sehr interessantes Beispiel liefert die aus Kirsch- und Fliederblättern mit Spiritus bereitete grüne Tinktur, wenn man sie in die Sonne stellt. Sie verliert innerhalb zwanzig Minuten ihre Farbe, die sie auf einer dunklen Stelle sehr lange unverändert behält. Schon Rumford vermuthete, daſs diese Wirkungen hauptsächlich in der erwärmenden Kraft der Strahlen ihren Grund haben dürften, und Gay-Lussac und Thenard haben durch Versuche dargethan, daſs solche Farben, welche in der Sonne langsam verschieſsen, in wenigen Minuten gebleicht werden können, wenn man sie einer warmen Luft aussetzt, deren Hitze die Temperatur des kochenden Wassers übersteigt, aber nicht so stark sein darf, daſs sie die gefärbten Stoffe verbrennt.

Die meisten lebendigen Pflanzen, welche im Dunkeln aufwachsen, werden farbenlos, hoch und schmächtig, und erlangen ihre grüne Farbe und Festigkeit erst im Sonnenlichte. — Pflanzen und Bäume, die wir in unseren Zimmern ziehen, neigen sich nach dem Fenster zu, und die im Freien wachsenden richten sich stets in die Höhe, und bilden, wenn sie sich auf den Boden legen, Kniee, um sich wieder aufzurichten, weil sie von oben herab am besten vom Lichte bestrahlt werden. — Auch Thiere können ohne Licht nicht gedeihen und sich wohl befinden, wie wir an vielen Beispielen solcher Thiere sehen, die lange in dunklen Behältnissen eingeschlossen gewesen sind. Ganz entgegengesetzt verhält es sich mit Saamen und Embryonen, die während ihrer Entwickelung von undurchsichtigen Körpern umgeben werden.

Sollten diese Veränderungen, welche die Sonnenstrahlen erzeugen, ihren Grund in der Entwickelung von

Wärme haben, so müſste diese durch die nächsten Umgebungen augenblicklich wieder so herabgestimmt werden, daſs die Temperatur, bei welcher die chemische Wirkung vor sich geht, durch das Thermometer nicht entdeckt werden könnte.

Was das Licht eigentlich sei, ob es aus einem eigenthümlichen Stoffe bestehe, oder durch eine Vereinigung der so eben beschriebenen chemischen Strahlen mit dem Wärmestoffe gebildet werde, vermögen wir nicht zu bestimmen. Wenn es von undurchsichtigen, besonders dunkelfarbigen Körpern eingesogen wird, so verschwindet es gänzlich, und wir finden dennoch, daſs weder diese Körper, wenn sie auch das Licht Jahre lang verschluckt haben, am Gewichte zunehmen, noch daſs die Sonne durch das beständige Ausströmen an ihrer leuchtenden Kraft Abgang erleide. — Weil das eingesogene Licht gänzlich verschwindet, so glaubte man eine Zeitlang, das Licht entstehe durch die Bewegung eines hypothetisch angenommenen feinen Stoffes, Aether genannt, der den unermeſslichen Weltraum allenthalben ausfülle, und dessen Bewegung durch die Sonne unterhalten werde.

Zwei Theorien über das Licht haben die Meinungen der Naturforscher getheilt. Newton zeigte, daſs die Erscheinungen sich am leichtesten erklären lieſsen, wenn man annähme, das Licht sei ein Stoff, dessen unendlich kleinste Theilchen mit unsäglicher Schnelligkeit in grader Richtung fortgestoſsen würden. Der Abstand ihrer Theilchen von einander könne sehr groſs, z. B. noch gröſser als der halbe Erddurchmesser sein, ohne daſs unsere Sinne die mindeste Lücke zwischen ihrer Aufeinanderfolge bemerkten, und daher könnten die Strahlen sich in jeder Richtung durchkreuzen, ohne einander in ihrem Wege aufzuhalten. — Diese Hypothese setzt also voraus, daſs ein Stoff von dem leuchtenden Körper ausgehe, und auf die Sonne angewendet, daſs jener Stoff unaufhörlich von ihr ausströme; daher hat diese Hypothese den Namen Emanations-System erhalten.

Man hat dagegen eingewendet, daſs die Sonne auf

diese Weise fortdauernd an Masse verlieren müſste, und, da uns eine solche Verminderung nicht bemerkbar werde, auch das Emanations-System sonach ohne allen Grund sei. Allein abgesehen davon, daſs die Masse der Sonne durch ihr Leuchten wohl vermindert werden könnte, ohne daſs es uns wegen der Kürze der Zeit, auf welche unsere Beobachtungen beschränkt sind, bemerklich würde; so scheinen doch andere Umstände die befürchtete Verminderung des Sonnenkörpers wenig wahrscheinlich zu machen. Wir haben gesehen, daſs die Masse der Körper, auf welchen die auffallenden Sonnenstrahlen verschwinden, keine Vermehrung erhält, und daſs sonach die Sonnenstrahlen, was auch nach ihrem Verschwinden aus ihnen werden mag, nicht zurückbleiben, und wir werden in der Folge sehn, daſs die Wärme, welche beim Verschwinden des Lichts fühlbar wird, sie mag nun entweder aus ihrer Verbindung mit dem Lichte losgetrennt, oder durch Umwandlung der verschwindenden Strahlen erzeugt werden, eben so wenig auf der Erde zurückbleibt. Hieraus könnte man daher die Vermuthung abnehmen, daſs sie in irgend einer anderen Gestalt, als das strahlende Licht ist, wieder zur Sonne zurückkehren.

Dagegen läſst sich aber gleichwohl wieder mit Grund entgegnen, daſs derjenige Theil der Sonnenstrahlen, welche auf die die Sonne umkreisenden Planeten fallen, unendlich gering gegen die Anzahl derjenigen Sonnenstrahlen ist, welche ohne Unterlaſs in das Weltall ausströmen, und innerhalb unseres Planeten-Systems nirgends auf undurchsichtige Körper treffen, die ihren Lauf unterbrechen und sie zurückschicken könnten. Es ist aber einmal unser Loos, allemal auf Unbegreifliches zu stoſsen, sobald wir uns bemühen, alles verstehen zu wollen.

Euler, welcher das Ausströmen eines Stoffes aus der Sonne nicht für zulässig hielt, suchte eine andere Ansicht von den Lichterscheinungen aufzustellen, durch welche er die Analogie des Lichts mit dem Schalle mathematisch darlegte, und die kein Ausströmen nöthig machte. Nach seiner Meinung ist das Weltall mit einem unendlich feinen Stoffe angefüllt, der alles durchdringt, und für un-

sere Sinne so lange unbemerkbar bleibt, als er sich in Ruhe befindet; diesen Stoff nannte er Aether. Ein leuchtender Körper setzt diesen Stoff in eine zitternde Bewegung, die derjenigen Bewegung der Luft gleicht, durch welche die Fortpflanzung des Schalles geschieht. Von diesen Voraussetzungen ausgehend, zeigte Euler, wie alle Lichtbrechungs-Erscheinungen durch das Brechen dieser Oscillationen erklärlich werden, und entwickelte daraus eine höchst sinnreiche und annehmliche Theorie des Lichts, welche den Namen der Oscillations-Theorie erhielt.

Diese Theorie ist allenthalben ausreichend, so weit die Erscheinungen bloſs mechanisch sind. Allein schon bei Erklärung der Zertheilung des Lichts in Farben durch das Prisma leistet sie weniger Genüge, obschon ihr sinnreicher Urheber es verstanden hat, sie auch hier als höchst interessant darzustellen. Kommt man aber endlich auf die chemischen Wirkungen des Lichts, so stöſst diese Theorie noch mehr an das Unbegreifliche, und man nimmt deutlich wahr, daſs diese Phänomene etwas in sich fassen, was nicht bloſs mechanisch ist. Dahin gehören auch manche in neuerer Zeit theils erst entdeckte, theils besser entwickelte Erscheinungen bei der Brechung des Lichts, z. B. durch Doppelspath, Alabaster, Glimmer u. dgl. m., welche Erscheinungen man unter dem Namen der Polarisation des Lichts zusammen begreift, die jedoch zu tief im Gebiete der mathematischen Physik liegen, als daſs sie in einem Lehrbuche der Chemie abgehandelt werden könnten, die aber, wenn ich mich nicht täusche, weder durch die eine, noch die andere Theorie erklärt werden können.

Man erlaube mir hier, die Aufmerksamkeit des jüngeren Lesers gelegentlich auf einen Umstand zu lenken, der sich bei den Studien der Naturkunde sehr oft darbietet, nämlich auf die oft sehr verschiedenen Erklärungen einer und derselben Erscheinung. Wir müssen gleich bei unserm ersten Eintritte in das Gebiet der Naturkunde uns in der Ueberzeugung befestigen, daſs wir nicht alles

erklären können, und daſs unsere Bemühungen deſshalb oft fruchtlos sein werden. Zwei ungewöhnlich groſse Geister haben hier Ein Phänomen von zwei ganz verschiedenen Gesichtspunkten aus betrachtet. Beide Ansichten können natürlich nicht richtig seyn. Minder tiefdenkende Naturforscher pflegen nicht selten von streitigen Meinungen die eine als richtig anzunehmen; Jünglinge sind dazu noch mehr geneigt, als Männer, denen die Erfahrung schon oft ihre liebsten Ideen zunichte gemacht hat, und die dadurch schon miſstrauischer geworden sind. Allein es ist nicht nothwendig, daſs von zwei sich widersprechenden Erklärungen die eine allemal die richtige sein müsse; denn das wahre Verhalten der Sache kann noch verborgen sein und es für immer bleiben. Man muſs daher zwar alle Wahrscheinlichkeiten wohl prüfen, ohne jedoch grade eine derselben als Wahrheit zu betrachten, d. h. ohne einer davon völligen Glauben zu schenken, bevor man nicht für ihre einzige Richtigkeit, und folglich für die Unrichtigkeit aller übrigen, vollgültige Beweise hat. Und es ist in der That nicht möglich, zu bestimmen, welche von den hier angeführten Erklärungen wahrscheinlicher ist, als die andere; wir können deshalb weder die eine, noch die andere als vollkommen richtig betrachten.

Newton nahm an, daſs das Licht eine Materie sei, deren kleinste Theilchen sich mit einer unendlichen Geschwindigkeit fortbewegen. Diese Hypothese erklärt zwar die Erscheinungen, stöſst aber auf die Schwierigkeit einer unwahrscheinlichen Verminderung der Sonnenmasse, ohne die sich ein Ausströmen nicht denken läſst. Diese Schwierigkeit enthält aber keinesweges die Unmöglichkeit, daſs die Sache sich nicht so verhalten könnte. Euler nahm einen feinen Stoff, Aether, an, für dessen Existenz kein anderer Grund vorhanden ist, als daſs man seiner zu der Erklärung der Phänomene bedarf. Denn dieser Stoff ist für unsere Sinne nicht wahrnehmbar, füllt den Weltraum aus und ist ohne Schwere, d. h. er wird weder von der Sonne, noch von der Erde angezogen. Das Erzit-

tern desselben bringt den sinnlichen Eindruck hervor, den wir Licht nennen. Nun können wir nicht einsehn, wie die im Aether einmal hervorgebrachte Bewegung, wodurch das Licht entsteht, wieder zum Stillstand gebracht werden soll, ohne Zuthun einer, dieselbe wiederum hemmenden gegenwirkenden Kraft. Daſs sie gleichwohl augenblicklich aufhören könne, sehn wir daraus, daſs undurchsichtige Körper Schatten werfen, welches daher rührt, daſs der Aether hinter dem Schatten gebenden Körper in Ruhe kommt. Wenn es nur eine Kraft giebt, die der Bewegung des leuchtenden Aethers entgegen wirkt und sie zum Stillstande bringt; so muſs solche eben so wirken, wie die in der Physik sogenannte Trägheit der Körper *(vis inertiae)*, und der Aether muſs folglich einen Widerstand gegen diejenigen Körper ausüben, die ihn zu verdrängen suchen. Dann würden aber die Planeten in ihrem Umlaufe durch den Aether aufgehalten werden, und ihre Bewegungen von Jahr zu Jahr an Geschwindigkeit abnehmen, was wenigstens eben so stark gegen unsere Erfahrung und gegen die Wahrscheinlichkeit streitet, als daſs die Masse der Sonne durch das Ausströmen des Lichts vermindert werden solle.

Zieht man dabei noch in Betracht, daſs es Erscheinungen bei der chemischen Zerlegung giebt, welche sich durch die Oscillationen des Aethers nicht erklären lassen; so muſs uns die Eulersche Ansicht unwahrscheinlich vorkommen, ohne daſs wir deshalb die Newtonsche für richtig annehmen können, und es bleibt uns daher nichts als das Bekenntniſs übrig, daſs wir noch sehr vieler Entdeckungen bedürfen, ehe wir von der Natur des Lichtes etwas Zuverlässiges zu wissen glauben können.

Wärmestoff.

Wärmestoff ist der zweite Bestandtheil der Sonnenstrahlen; dieser verschwindet aber beim Einsaugen der Strahlen nicht für unsere äuſseren Sinne, wie das Licht,

sondern wird uns durch ein eigenes Gefühl wahrnehmbar, das wir Wärme nennen.

Der *mittlere* Theil der Erdkugel ist beständig warm, weil er eine solche Stellung gegen die Sonne hat, daſs ihre Strahlen lothrecht auf seine Oberfläche fallen. Je *mehr* wir uns aber den Polen nähern, desto kälter wird es, weil wegen der Rundung der Erde die Sonnenstrahlen hier nur schräg auftreffen, und weil sonach in dem Verhältnisse, wie die Rundung der Erdoberfläche von der rechtwinklichen Stellung gegen die Strahlen abweicht, desto wenigere von diesen auf eine gleich groſse Fläche fallen, und mithin den Erdboden desto weniger erwärmen, so daſs *endlich* an den Polen selbst die Sonnenstrahlen grade vorbeischieſsen, und gar keine Wärme an diese absetzen. Indessen macht die Neigung der Erde in ihrer Bahn, daſs jeder Pol ein halbes Jahr hindurch in einer ganz schrägen Richtung von der Sonne beschienen wird, und daſs der Erdgürtel, auf welchen die Sonnenstrahlen lothrecht auffallen, sich vom Aequator wechselsweise ein wenig mehr nördlich oder südlich entfernt.

Die *Oberfläche* der Erde ist sonach an sich kalt, und der *Wärmestoff* nur da vorhanden, wo er sich aus den Sonnenstrahlen ausscheidet, und je nachdem die Oberfläche der Erde mehr oder minder erwärmt wird, mehr oder weniger tief in ihre Masse eindringt. Hörte die Sonne auf zu leuchten, so würde die Erde sehr bald bis zu der Temperatur unter den Polen, und vielleicht noch weiter abkühlen, weil sie keinen Wärmestoff mehr erhalten, und den früher empfangenen während ihres Laufes beständig wieder absetzen würde, indem die Wärme keine Schwere hat, daher von der Erdmasse nicht angezogen und zurückgehalten wird.

Hierdurch entsteht bei den abwechselnden Wendungen der verschiedenen Erdtheile nach der Sonne der Unterschied der Temperatur am Tage und bei Nacht, im Sommer und Winter. Aus diesem Grunde sind auch die Pole der Erde, so wie ihr Inneres, eine feste Masse, und das Wasser, was die Seen und Meere bildet, wird

erst in einiger Entfernung von den Polen flüssig, wo die auffallenden Sonnenstrahlen dicht genug werden, um durch ihre Wärme das Eis zu schmelzen. Das Innere des Erdkörpers muſs in einer gewissen Tiefe unter der Erdoberfläche eiskalt sein, und diese Tiefe muſs verhältniſsmäſsig zunehmen, je mehr man sich von den Polen aus dem Aequator oder derjenigen Zone nähert, auf welche die Sonnenstrahlen senkrecht auffallen. Auch hat man durch Versuche mit dem Thermometer gefunden, daſs das Wasser auf den tiefsten Stellen des Meeresgrundes, die man hat messen können, bis auf einige wenige Grade über dem Gefrierpunkte abgekühlt war, was voraussetzt, daſs es hier entweder auf Eis, oder auf einem anderen Körper, dessen Temperatur unter 0 beträgt, ruhen müsse.

Ein, auf irgend eine Weise, erwärmter Körper läſst nach und nach seinen Wärmestoff wieder fahren, und dieser entweicht entweder strahlend, wie das Licht, oder durch Mittheilung an die benachbarten Körper, die dadurch erwärmt werden.

Der Wärmestoff verliert mit dem Lichte seine strahlende Kraft nicht gänzlich. Wenn man daher eine heiſse, aber nicht mehr glühende Kugel zwischen concaven metallenen Brennspiegeln aufhängt, so kann man ihre Strahlen so auffangen, daſs Körper, die man in den Brennpunkt der Spiegel bringt, davon erwärmt werden und das Thermometer darin zum Steigen kommt. Scheele lehrte uns zuerst den Unterschied zwischen strahlendem Lichte und strahlender Wärme, und bewies, daſs beide nach einerlei Gesetzen zurückgeworfen werden. Schon lange vorher hatte die Academia del Cimento in Italien einen Versuch angestellt, die Kältestrahlen eines Stücks Eis aufzufangen und zu verdichten. Allein dieser Versuch und seine Resultate geriethen bei den Naturforschern ganz in Vergessenheit, bis Pictet ihn wiederholte und die Richtigkeit des Erfolges bestätigte. Da wir die Kälte mit gutem Grunde nur als Mangel von Wärme betrachten, so scheint dies anfangs unbegreiflich.

Allein, man stelle zwei gleich groſse metallene Brenn-

spiegel in nicht zu groſser Entfernung, z. B. 2 bis 3 Ellen von einander, dergestalt auf, daſs die Strahlen, welche von dem Brennpunkte des einen Spiegels auslaufen, in dem Brennpunkte des andern Spiegels sich wieder sammeln, so wie in Fig. 1. Taf. IV. die punktirten Linien es andeuten. Hängt man nun einen heiſsen Körper, der aber nicht bis zum Leuchten und Glühen erhitzt zu sein braucht, zwischen beiden Brennspiegeln auf; so fühlt man, wenn man die Hand in B hält, daſs sie stark erwärmt wird, und ein hier aufgestelltes Thermometer steigt sogleich bedeutend. Hängt man aber in A ein Stück *Eis*, und in B ein sehr empfindliches Thermometer — am besten ein Luftthermometer — auf, so sinkt das Thermometer unter die Temperatur der umgebenden Luft herab, und dieses Sinken nimmt noch mehr zu, wenn man etwas fein gestoſsenen Salmiak auf das Eis streut, wodurch dieses, aus Gründen, die weiter unten entwikkelt werden sollen, — noch kälter wird. Rückt man das Eisstück von dem Brennpunkt in A weiter weg, z. B. in die Mitte zwischen A und B, so kommt es zwar dem Thermometer näher; dieses fängt aber dessen ungeachtet *wieder* an zu steigen, so bald das Eis den Punkt A verlassen hat.

Aus alle dem könnte man den Schluſs ziehen, daſs es eben sowohl erkältende, als erwärmende Strahlen gebe; allein die Sache verhält sich nicht so, sondern nach der Erklärung, welche Prevost zuerst davon gab, folgendergestalt. Der Begriff eines strahlenden Stoffes führt nothwendig mit sich, daſs ein fortwährendes Ausströmen desselben so lange statt finde, als nur noch etwas von ihm übrig ist, und ohne alle Rücksicht auf diejenigen Mengen desselben Stoffs, welche von andern benachbarten Körpern ausströmen können. Wenn z. B. zwei Lichter von ungleicher Helligkeit neben einander stehen, so strahlet die schwächere Flamme eben so gut, wie die stärkere, ihr Licht aus, und die Flamme eines Talglichts oder einer Weingeistlampe, die man in den Sonnenschein stellt, hört nicht auf, Licht auszustrahlen, wenn wir es auch

nicht mehr bemerken. Alles dieses muſs auch von warmen Körpern gelten. — Wenn zwei benachbarte Körper A und B gleich viel Wärmestoff ausstrahlen, so behalten sie einerlei Temperatur, weil jeder von ihnen eben so viel wieder erhält, als er abgiebt. Wenn aber A mehr Wärmestoff ausstrahlt als B, so empfängt A weniger wieder, als er fahren läſst, und wird sonach kälter; hingegen B, was mehr wieder erhält, als es ausstrahlt, wird mehr erwärmt. Da es durch Versuche dargethan ist, daſs der nichtleuchtende Wärmestoff die Eigenschaft besitzt, in Strahlen zu entweichen; so muſs es auch wahr seyn, daſs auch kältere Körper, selbst dann, wenn sie von wärmern umgeben sind, noch Wärmestoff fahren lassen, dagegen aber von ihren wärmeren Umgebungen mehr Wärmestrahlen, als sie abgeben, wieder empfangen, und dadurch erwärmt werden müssen. Wenn man daher in dem Brennpunkt A ein Stück Eis, in B aber ein Luftthermometer aufhängt, so sieht man, mit Hülfe der Figur, deutlich ein, daſs die Thermometerkugel auf der, dem Spiegel zugekehrten Seite, eine gröſsere Anzahl Wärmestrahlen abgeben muſs, als sie auf der andern Seite auf gleiche Weise von dem Eisstücke in A wieder empfängt, so daſs das Thermometer bloſs durch Verlust eines Theils von seinem eigenthümlichen Wärmestoffe, der ihm vom Eise nicht wieder ersetzt wird, zum Sinken gebracht werden muſs.

Der ganze Versuch läuft also am Ende darauf hinaus, die Thermometerkugel in einem Medium, was mit dem Thermometer im Anfange des Versuches gleiche Temperatur hat, so aufzustellen, daſs sie weniger Strahlen wieder empfängt, als sie selbst ausströmt, und daher durch ihr eigenes Ausstrahlen unter die Temperatur der umgebenden Luft herab abgekühlt wird. Es fällt Anfängern mitunter schwer, sich dies zu versinnlichen; es wird aber leicht, wenn man die leuchtenden Strahlen wieder zu Hülfe nimmt, und sich vorstellt, daſs in dem Brennpunkte des einen Spiegels eine schwarze Kugel, in dem andern aber ein Stück weiſses Papier befestiget worden, auf welchem der Brennpunkt einen dunklen Fleck, einen Schat-

ten bildet, ohne daſs man sagen kann, das Dunkle werde vom Spiegel zurückgeworfen. Betrachtet man dagegen die dem *Spiegel* zugekehrte Seite der schwarzen Kugel, so bemerkt man, daſs der Rückprall der Strahlen des Tageslichts von dem in den anderen Brennpunkt gehaltenen Papiere diese Seite der Kugel sehr bedeutend erhellet.

Eine bei der Lehre von dem Strahlen des Wärmestoffs sich aufdringende Frage, die sich aber zur Zeit noch nicht beantworten läſst, ist folgende: Sind die Strahlen, welche von verschieden erwärmten Körpern ausströmen, gleich warm, aber von ungleicher Dichtheit, d. h. ihrer Zahl nach *verschieden*? — oder können sie ungleich warm *sein*? Können aus einem Körper, dessen Oberfläche z.B. 100° Wärmestoff ausstrahlt, und dessen Strahlen von einem Brennspiegel aufgefangen und in einen engeren Raum verdichtet werden, noch mehr als 100° Wärmestoff hervorgelockt werden?

Leslie hat durch höchst interessante Versuche dargethan, daſs die Verschiedenheit der Oberfläche der Körper groſsen Einfluſs auf die Menge des Wärmestoffs hat, den sie *ausstrahlen* können, und folglich auch auf die Länge oder Kürze der Zeit, die sie zu ihrer Abkühlung bis zu der Temperatur der umgebenden Luft bedürfen. Polirte und ebene Flächen strahlen den wenigsten, gefurchte und unebene mehr, und die mit Ruſs und Kohlendampf überzogenen, den meisten Wärmestoff aus. Um dies zu beweisen, mache man sich einen Würfel von Eisenblech, polire die eine Seite desselben, bedecke die zweite mit einer Glasscheibe, schleife die dritte mit Schmirgel matt, oder überziehe sie mit etwas Quecksilber, und bestreiche die vierte mit Kienruſs, oder räuchere sie über brennender Birkenrinde schwarz. Diesen Würfel fülle man nun mit kochend heiſsem Wasser, und hänge ihn in den Brennpunkt des einen Brennspiegels, in den andern aber ein Luftthermometer. Man wendet nun zuerst die polirte Seite des Würfels gegen den Spiegel, und beobachtet das Thermometer so lange, bis es nicht mehr steigt; kehrt man dann die Glasseite nach dem Spiegel,

so steigt es von neuem; ist es zum Stillstehen gekommen, und man dreht nunmehr die matte Seite nach dem Spiegel, so fängt es sogleich wieder an höher zu steigen, und wendet man endlich die geschwärzte Seite herum, so steigt das Thermometer mit erstaunlicher Schnelligkeit noch höher. Hieraus sieht man, daſs der Würfel durch Ausstrahlen ungleich abgekühlt wird auf allen vier Seiten.

Das Entweichen des strahlenden Wärmestoffs trägt in den meisten Fällen mehr zu der Abkühlung der Körper bei, als der Wärmeverlust, welcher durch die Erwärmung der umgebenden Luft entsteht. Leslie hing warme Körper im luftleeren Raume auf, wo sie sonach hauptsächlich durch Ausstrahlen abkühlen muſsten, und fand, daſs sie mit polirter Oberfläche um die Hälfte langsamer, mit berufster Oberfläche hingegen nur um den dritten Theil langsamer, als in der Luft abkühlten, so daſs ein Körper im erstern Falle nur halb, im letztern aber zwei Drittel so viel Wärmestoff fahren läſst, als er bei seiner Abkühlung in der Luft verliert.

Wenn ein Körper seinen Wärmestoff durch Mittheilung an andere, in seiner Nähe befindliche Körper verliert; so findet man, daſs gewisse Körper ihn sehr schnell aufnehmen, aber auch eben so schnell wieder fahren lassen; andere hingegen ihn zwar langsamer aufnehmen, aber auch länger zurückhalten. Die ersteren nennt man Wärmeleiter, oder in der Alltagssprache, kalte; die letzteren aber Nichtleiter oder warme Körper. Die besten Wärmeleiter sind die Metalle, die schlechtesten hingegen Luft, Wolle, Haare, Holz, Kohle u. a. m. Beweise von der Verschiedenheit des Leitungsvermögens erhält man, wenn man z. B. einen Theelöffel in die Lichtflamme hält, wo er bald so heiſs wird, daſs man ihn nicht mehr in der Hand halten kann; dagegen wird ein Stück Kohle durchaus nicht heiſs, wenn es auch am andern Ende glüht und brennt. Ein silberner Henkel an einer Theekanne brennt an die Hände, wenn man kochend heiſses Wasser in die Kanne gieſst; dagegen kann man unter gleichen Umständen Griffe von Holz ohne

alle Unbequemlichkeit handhaben. Wenn wir unsern Körper in Kleider von Metalldrath einhüllen wollten, so würden wir im Winter erfrieren, weil der Wärmestoff unseres Körpers unausgesetzt abgeleitet werden würde, statt daſs Kleider aus schlechten Wärmeleitern, z. B. aus wollenen Zeuchen, ihn zurückhalten, und die Abkühlung unsers Körpers durch die äuſsere Luft verhindern.

In flüssigen Körpern pflanzt sich die Wärme auf doppelte Weise fort, theils durch Mittheilung von einem Theilchen zum andern, theils dadurch, daſs die erwärmte Flüssigkeit sich ausdehnt, leichter wird, in die Höhe steigt, und dadurch der kältern Platz macht, um auf derselben Stelle erwärmt zu werden. Wenn man z. B. Wasser, das man mit grob gestoſsenem Bernstein oder irgend einem anderen leichten Pulver gemengt hat, in ein gewöhnliches Trinkglas gieſst, und den Boden des Glases mit Vorsicht über einem Lichte erwärmt, so fängt das Pulver von der Mitte des Bodens an, in die Höhe zu steigen, und fällt an den Seitenwänden des Glases wieder nieder, ohngefähr wie Fig. 2. Taf. 1. ausweist, so daſs ein Theil Wasser nach dem andern, wie in einem unaufhörlichen Wirbel, über den Boden wegstreicht, und hier erwärmt wird. Deckt man dagegen einen heiſsen Platstahl oder etwas ähnliches auf das Glas, und erwärmt so das Wasser von oben herunter, so entsteht kein solcher Kreislauf, sondern das wärmere und leichtere Wasser schwimmt immer oben auf, und das ganze Wasser wird, vermöge seiner leitenden Kraft, nur allmählich, jedoch sehr langsam, niederwärts erwärmt.

Wenn man ein cylindrisches Glas mit Wasser füllt, und ein Thermometer so hineinstellt, daſs die Kugel desselben nach oben gekehrt ist, und etwa noch eine knappe Linie Wasser über sich hat, dann aber etwas Aether oben auf gieſst und diesen anzündet, so brennt derselbe eine Linie über der Thermometerkugel fort, ohne daſs das Thermometer eher, als nach einer ziemlichen Weile, zu steigen anfängt, obgleich die Oberfläche der Flüssigkeit unmittelbar vom Feuer berührt wird.

Flüssigkeiten sind daher an und für sich schlechte

Wärmeleiter, und leiten nur dann gut, wenn sie von unten erwärmt werden, wo ihnen die, durch Veränderung ihres specifischen Gewichts veranlaſste Bewegung zu statten kommt. Wegen dieser Eigenschaft der Flüssigkeiten muſs man bei Kochgefäſsen darauf sehn, daſs sie auf dem Boden so weit, als möglich, sind, damit eine möglichst groſse Oberfläche der Flüssigkeit mit der Wärme in Berührung komme; und wenn man das Kochgefäſs inwendig mit dünnen Metallstreifen oder Drath durchzieht, so kann die Flüssigkeit um so schneller durchhitzt werden, weil diese Dräthe den Wärmestoff viel leichter, als die Flüssigkeit selbst, vom Boden aus in die Masse leiten.

Von der Luft wird der Wärmestoff eben so, wie durch das Wasser oder andere Flüssigkeiten, geleitet, nämlich nur zum kleinsten Theile durch Mittheilung, gröſstentheils aber durch Verminderung der Schwere und Emporsteigen der erwärmten Theilchen. Dadurch entstehn in der Luft eben solche Wirbel, wie sie (nach Fig. 2.) im Wasser statt finden. — Man kann sich davon leicht überzeugen, wenn in einem eben erst ausgefegten Zimmer, wo der Staub noch umherfliegt, die Sonnenstrahlen einen dunklen Körper treffen und erwärmen, wo man über diesem unausgesetzt einen Strom von Staub empor steigen sieht.

Der Wärmestoff hat die Eigenschaft, in allen Körpern, denen er mitgetheilt wird, die Zusammenhangs-Verwandtschaft (Cohaesion) zu vermindern. Seine erste Wirkung auf einen festen Körper äuſsert sich daher dadurch, daſs er ihn nach allen Richtungen ausdehnt, so daſs z. B. eine Eisenstange, von gewisser Länge, die genau in eine dazu gemachte Höhlung paſst, nach der Erwärmung nicht allein länger, sondern auch zu dick für diese Höhlung wird. Nach dem Abkühlen zieht sie sich aber wieder bis zu ihrer anfänglichen Gröſse zusammen. Füllt man eine Blase halb mit Luft, und hält sie über ein Kohlenbecken, so fängt die innere Luft an, sich durch die Wärme nach und nach auszudehnen, und spannt die Blase immer mehr und mehr auf, bis diese endlich mit

ei-

einem Knalle zerspringt, wenn das Volumen der Luft so sehr vergröſsert wird, daſs es in der Blase nicht mehr Platz hat.

Diese Eigenschaft des Wärmestoffs, die Körper auszudehnen, dient uns zur Ausmittelung des Grades ihrer Erwärmung, und das Werkzeug, dessen wir uns dazu bedienen, wird ein Thermometer genannt. Es besteht aus einer feinen Glasröhre, welche an dem einen Ende zu einer Kugel ausgeblasen, und bis zu einer gewissen Höhe mit irgend einer Flüssigkeit, z. B. Quecksilber, Alkohol, Leinöl u. s. w angefüllt, und über welcher sodann die Röhre luftleer gemacht und zugeschmolzen wird. Man nimmt am liebsten Quecksilber für die Thermometer, weil dessen Ausdehnung mit den Wärmegraden innerhalb gewisser Gränzen in gleichförmigen Verhältnissen bleibt, was bei andern Flüssigkeiten nicht ganz der Fall ist. Alkohol braucht man dagegen theils zu solchen Thermometern, welche kleine Veränderungen der Temperatur angeben sollen, weil Alkohol von der Wärme mehr ausgedehnt wird, theils zu solchen, womit höhere Kältegrade gemessen werden sollen, weil der Alkohol bei keinem bis jetzt hervorgebrachten Kältegrade zum Gefrieren kommt. — Wenn nun z. B. das Quecksilber in der Kugel erwärmt wird, so dehnt es sich aus und tritt in die Röhre, und muſs daher, so oft das Thermometer mit einem wärmeren Körper in Berührung kommt, immer in der Röhre steigen, bei der Abkühlung durch einen kälteren Körper aber darin herabsinken.

Die Thermometerröhre wird mit Graden bezeichnet, welche dadurch bestimmt werden, daſs man die Kugel zuerst in schmelzenden Schnee oder in Wasser mit Schnee gemengt, eintaucht, und den Punkt, bis zu welchem das Quecksilber herabsinkt, mit 0° bemerkt, dann aber in kochendes Wasser bringt, und den Stand des Quecksilbers mit 100° bezeichnet. Den Raum zwischen beiden Punkten theilt man in 100 gleiche Theile, die man Grade nennt, und man kann die Röhre nach ihrer ganzen Länge graduiren, wenn man auch die Räume über 100° und 0°

in gleich grofse Grade eintheilt. Bei dieser Graduirung mufs man jedoch deshalb vorsichtig zu Werke gehen, weil der Siedepunkt des Wassers, wie ſich weiter unten zeigen werde, veränderlich ist, und theils von der Höhe des Barometerstandes, theils von der Höhe der zum Sieden gebrachten Wassersäule abhängt, so dafs der Siedepunkt immer höher ausfällt, wenn er entweder bei hohem Barometerstande bestimmt, oder die Thermometerkugel zu tief in die kochende Flüssigkeit eingetaucht worden ist. Deshalb mufs auf der Skala eines jeden guten Thermometers der Barometerstand, bei welchem es graduirt worden, angegeben werden. Auch ist zu bemerken, dafs, nach Gay-Lussacs Beobachtung, das Wasser in metallenen Gefäfsen bei einer, um $1\frac{1}{3}$ Grad niedrigeren Temperatur, als in Glasgefäfsen, zum Sieden kommt. Die Ursache dieser Erscheinung wird da erklärt werden, wo vom Kochen des Wassers die Rede ist.

Will man sehr kleine Temperatur-Veränderungen messen, so schliefst man Luft in die Kugel des Thermometers ein, zu welchem Behuf aber die Röhre ein Stück von der Kugel abgebogen werden mufs; die Röhre wird sodann mit einer dunklen Flüssigkeit, z. B. mit geschwärzter Schwefelsäure, oder mit einer Lösung von Extractivstoff in kaustischem Kali, so gefüllt, dafs die Flüssigkeit einen geringen Theil der Kugel mit einnimmt. Wenn nun die in der Kugel eingeschlossene Luft sich ausdehnt, so steigt die dunkle Flüssigkeit in der Röhre in die Höhe, und zeigt die Erwärmung an, und umgekehrt. Sobald indessen eine höhere Säule von Flüssigkeit der Ausdehnung der Luft in der Kugel entgegenarbeitet, so wird das Instrument zum Messer der Temperatur unzuverlässig, und man bedient sich daher des Luftthermometers nur zu Bestimmung sehr geringer Temperatur-Veränderungen, die an anderen Thermometern nicht mit hinreichender Genauigkeit beobachtet werden können, z. B. bei den oben angeführten Versuchen über die kältenden Strahlen.

Dulong und Petit haben durch eine Reihe der genauesten Versuche erwiesen, dafs die Luft und luftför-

mige Körper die Eigenschaft besitzen, sich bei gleichem Zuschusse von Wärme, sowohl bei der niedrigsten, als bei der *höchsten* Temperatur gleichförmig auszudehnen, daſs *daher* Luft der einzige Körper ist, durch dessen *Ausdehnung* die relativen Wärmemengen bei ungleichen *Temperaturen* richtig gemessen werden können, und daſs hingegen alle andere Körper im festen oder tropfbar flüssigen Zustande sich ungleich ausdehnen, und die aus ihnen verfertigten Thermometer sämmtlich unrichtige Resultate geben müssen. Das Quecksilber kommt den luftförmigen Körpern hierin noch am nächsten, und zwischen — 36° und + 100° *findet* kein merklicher Unterschied zwischen einem Quecksilberthermometer und den Resultaten der *Ausdehnung* der Luft in einem dazu gehörig eingerichteten Instrumente statt; aber über die Temperatur von + 100° hinaus geben beide ungleiche Resultate, wie folgende Tafel zeigt:

Quecksilberthermometer.	Luftthermometer.
— 36°	— 35°
0°	0°
+ 100°	+ 100°
150°	148°,70
200°	197°,05
250°	245°,05
300°	292°,70
360°	350°,00

Die Luft ist daher der einzige, zur Messung höherer Wärmegrade taugliche Körper; doch ist noch eine bequeme Art zu deren Anwendung für diesen Behuf zu erfinden.

Bei allen Messungen von Temperaturen, welche eine groſse Genauigkeit erfordern, müssen die Veränderungen mit in Rechnung gebracht werden, welche durch die Ausdehnung des Glases mittelst des Wärmestoffs veranlaſst werden. D u l o n g und P e t i t haben gefunden, daſs das *Glas* bei + 100° sich um $\frac{1}{38760}$ desjenigen Raumes ausdehnt, den *es* bei 0° einnimmt, ferner bei + 200° um $\frac{1}{36300}$, und bei + 300° um $\frac{1}{32000}$. Diese Ausdehnung des Glases ver-

anlaſst bei + 100° und 200° eine scheinbare Ausdehnung des Quecksilbers, welche von der Verengerung der inneren Höhlung der Glasröhre herrührt, und nach Laplace's und Lavoisier's Versuchen auf jeden Grad des 100 theiligen Thermometers $\frac{1}{6459}$ vom Volumen des Quecksilbers bei 0° betragen soll, jedoch nicht immer gleich groſs ist, und im Durchschnitt zu $\frac{1}{6000}$ angenommen werden kann.

Bei + 300° ist die Ausdehnung des Glases bereits so bedeutend, daſs alle Regelmäſsigkeit des Resultats verloren geht. Das Quecksilber dehnt sich nach Dulong und Petit bei + 100° um $\frac{1}{5550}$, bei + 200° um $\frac{1}{5525}$, und bei + 300° um $\frac{1}{5300}$ desjenigen Raumes aus, den es bei 0° einnimmt. Bei 300 wirklichen Wärmegraden, d. h. nach dem Luftthermometer gemessen, sollte sonach ein Quecksilberthermometer, was aus einer Masse verfertiget wäre, die mit dem Quecksilber sich gleichförmig ausdehnte, + 314°,15 zeigen; wogegen aber ein auf die gewöhnliche Weise eingerichtetes Thermometer, wegen der bedeutend geringeren Ausdehnung des Glases nicht mehr als 307°,64 zeigt.

Wollte man sich zum Messen der Temperaturen der nachbenannten Körper bedienen, so würden, nach Dulong's und Petit's Versuchen, die daraus verfertigten Thermometer bei + 300° des Luftthermometers die bei jedem dieser Körper angegebene Anzahl Grade nachweisen; nämlich

Eisen	332°,2
Silber	329°,3
Zink	328°,5
Antimon	324°,8
Glas	322°,1
Kupfer	320°,0
Platina	317°,9
Quecksilber	314°,15

Den verschiedenen Grad der Erwärmung eines Körpers nennt man seinen Wärmegrad oder seine Temperatur. Die Grade über 0 werden mit +, die unter

0 mit — bezeichnet, so daſs 10 Grade Wärme mit + 10° und 10 Grade Kälte mit — 10° ausgedrückt werden. Zur Beurtheilung der Temperatur eines Körpers bedienen wir uns auch oft unseres Gefühls, was aber sehr betrüglich ist, weil es von unserer eigenthümlichen Wärme abhängt, und daher, wie diese, veränderlich ist, so daſs ein Körper, den wir in der Hand warm finden, uns, an das Gesicht gehalten, kalt vorkommt, weil das Gesicht wärmer als die Hand ist, denn wir nennen Körper **warm**, welche uns Wärmestoff mittheilen, **kalt** aber diejenigen, die unserem Körper Wärmestoff entziehen. **Kälte** ist daher nichts anderes als Mangel an Wärme.

Zur Ausmittelung solcher hoher Temperaturen, bei welchen das Quecksilber ins Kochen gerathen würde, bedient man sich anderer Werkzeuge, welche man **Pyrometer** oder **Feuergradmesser** nennt, und von welchen das **Wedgewoodsche** am meisten im Gebrauche ist. Es besteht aus kleinen Cylindern von einer eigenen Art Thon, welche im Feuer schwinden, und nach deren stärkerer oder geringerer Zusammenziehung man die Höhe des Hitzegrads beurtheilt, welchem sie ausgesetzt gewesen ist. Die Ursache des Schwindens ist, daſs die kleinsten Theilchen des Thons in diesen Cylindern kein Continuum ausmachen, sondern bloſs mechanisch an einander geklebt sind; sobald nun der Thon erhitzt wird, und sich mehr und mehr dem Schmelzen nähert (was jedoch in unseren gewöhnlichen Feuerstätten unmöglich ist), so backen diese Theilchen zusammen, ganz auf dieselbe Weise, wie eine Masse von Harzmehl auf einem warmen Kachelofen, der aber nicht so heiſs sein darf, das Harz zu schmelzen, — schwindet, wenn die einzelnen Stäubchen äuſserlich zusammen zu backen anfangen. Das Pyrometer ist übrigens ein höchst unzuverlässiges Werkzeug, und man muſs, um nur einigermaſsen sichere Resultate damit zu erhalten, immer mehrere Cylinder auf einmal anwenden, und aus ihren verschiedenen Zusammenziehungen die Mittelzahl nehmen.

Ob die Temperatur Gränzen hat, über welche sie nicht weiter erhöht oder erniedrigt werden kann, läſst

sich nicht bestimmen. Man hat viel über eine absolute Abwesenheit des Wärmestoffs geschrieben. Dalton, Clement und Desormes, Herapath und mehrere andere haben versucht, aus bekannten Erfahrungen die Anzahl der Grade unter dem jetzigen Nullpunkt des Thermometers zu bestimmen, bei welcher eine solche absolute Null eintreffen würde. Die Verschiedenheit der Resultate, zu denen man auf verschiedenen Wegen gelangte, zeigt aber deutlich, daſs man immer von unrichtigen Voraussetzungen ausgieng. Clement, Desormes und Herapath haben die absolute Null zu $-266\frac{2}{3}°$ der hundertgradigen Scale bestimmt. Das Factum, das sie dabei zum Grunde legten, ist die Erfahrung von Gay-Lussac, daſs die Luft für jeden Grad des Thermometers $\frac{1}{375}$ von seinem, beim Gefrierpunkte des Wassers gemessenen, Volumen vermehrt oder vermindert wird, je nachdem die Temperatur steigt oder fällt, wodurch sie also bei $+266\frac{2}{3}°$ einen doppelt so groſsen Raum, als bei 0°, annehmen muſs, und bei $-266\frac{2}{3}°$ ihr Volumen zu 0 reduzirt werden würde. Dieser Schluſs scheint bündig zu seyn; da wir aber die Natur des Wärmestoffs nicht kennen, so müssen wir die Entscheidung dieser Frage bis weiter dahingestellt sein lassen.

Sobald ein fester Körper bis zu einem gewissen Grade erwärmt wird, vermindert sich seine Zusammenhangs-Verwandtschaft (Cohaesion) dergestalt, daſs seine kleinsten Theilchen beweglich werden, ihre Lage gegen einander verändern, und mit geringer mechanischer Kraft getrennt werden können. Der Körper wird dann flüssig, und dieser Uebergang aus dem festen in den flüssigen Zustand heiſst Schmelzung. Ein geschmolzener Körper hat immer eine horizontale (nach der Abrundung der Erde gebildete und mit dieser concentrische) Oberfläche. Man pflegt einen solchen Körper tropfbar flüssig, oder noch lieber ein Liquidum, zu nennen, zum Unterschied vom Fluidum, was auch von luftförmig flüssigen Körpern gebraucht werden kann. Nach Verschiedenheit der Körper wird auch eine verschiedene Temperatur

zur Hervorbringung dieses Zustandes erfordert, so daſs manche *schon* bei der gewöhnlichen mittleren Luftwärme, oder *noch* vor dem Glühen schmelzen, wieder andere einen *noch* höheren Grad von Hitze dazu erfordern, und *endlich* manche selbst bei den höchsten Wärmegraden, die wir hervorzubringen im Stande sind, durchaus nicht zum Schmelzen kommen. Quecksilber z. B. schmilzt schon bei — 35 °; Wasser bei 0 °; Wachs bei + 65 °; Zinn bei + 228 °; Blei bei + 312 °; Kupfer bei + 2530 °, und Eisen bei + 12000 ° u. s. w., wenn man anders diesen Angaben, soweit sie durch Pyrometerversuche ausgemittelt sind, *Glauben* beimessen darf.

Vermehrt man die Temperatur eines geschmolzenen Körpers noch weiter bis zu einer gewissen Höhe, so wird der Zusammenhang seiner Theilchen noch mehr geschwächt, und der Körper nimmt Luft- oder Gasgestalt an. Dadurch entsteht das Sieden, wobei kleine Bläschen des gebildeten Gases durch den bloſs noch geschmolzenen Theil des Körpers emporsteigen und auf der Oberfläche zerspringen. Das S i e d e n oder K o c h e n ist daher nichts anders, *als* die Bewegung, welche durch das Aufsteigen *eines* geschmolzenen Körpers in Luftgestalt hervorgebracht wird. Jeder flüssige Körper, welcher Gasgestalt annehmen kann, siedet, wenn er nicht eingesperrt ist, in freier Luft bei einer bestimmten Temperatur, z. B. Aether siedet bei + $36\frac{2}{3}$ °, Alkohol bei + 80 °, Wasser bei + 100 °, Schwefelsäure bei + 310 °, Quecksilber bei + $356\frac{1}{4}$ ° u. s. f., und diese Flüssigkeiten können dann nicht über diesen Wärmegrad hinaus erhitzt werden, sondern aller Wärmestoff, der ihnen weiter zugeführt wird, verbindet sich mit einem Theile der Masse, und giebt ihr Gasgestalt.

Die Temperatur, bei welcher ein Körper in der Atmosphäre siedet, ist, nach Verschiedenheit des Druckes der letztern, d. h. nach dem verschiedenen Stande des Barometers, veränderlich; eben so bringt, unter übrigens gleichen Umständen, die Höhe der siedenden Flüssigkeit Veränderungen darin hervor. Die Ursache davon ist sehr einfach. Wenn eine Flüssigkeit siedet, so bilden sich am

Boden des Gefäſses kleine Bläschen, welche sowohl die darüberstehende Flüssigkeit, als auch die darauf drückende Luft emporheben müssen, weil beide durch ihre Schwere gemeinschaftlich dahin streben, die Bläschen zusammen zu drücken, d. h. im tropfbar flüssigen Zustande zu erhalten. Daher muſs bei Vermehrung des Druckes der Atmosphäre oder bei Erhöhung der Säule der Flüssigkeit und des daraus folgenden stärkeren Druckes derselben, auch die Kraft, welche diese Bläschen bildet, d. h. die Temperatur, erhöht werden.

Im luftleeren Raume sieden daher die Flüssigkeiten bei bedeutend niedrigeren Temperaturen, als in freier Luft. Das Wasser kann darin bei allen Temperaturen über 0° zum Kochen gebracht werden, wenn man nur solche Vorrichtung trifft, daſs dessen untere Schicht um einige Grade wärmer, als die Oberfläche erhalten wird; ist aber dessen Temperatur auf der Oberfläche am höchsten, oder durch die ganze Masse gleichförmig, so steigt das Wasser von seiner Oberfläche in Gasgestalt auf, weil dann kein Umstand vorhanden ist, welcher die Gasbildung im Innern der Masse veranlaſste, daher dieselbe nun ohne alles Hinderniſs auf der Oberfläche vor sich geht. Man kann sich hiervon durch einen recht artigen und leichten Versuch überzeugen. Man füllt nämlich eine Florentinerflasche (eine von den eirunden Flaschen, in welchen das Tafelöl aus Italien verführt wird) zu $\frac{2}{3}$ mit Wasser, und pfropft sie mit einem guten Kork fest zu, in welchen vorher eine Glasröhre eingepaſst worden, deren aus der Flasche hervorragender Theil zu einer feinen Spitze ausgezogen ist. Man bringt nun das Wasser zum Sieden, schmelzt, nach einviertelstündigem Kochen, und ohne dasselbe zu unterbrechen, die feine Spitze der Röhre wieder zu, und nimmt die Flasche augenblicklich vom Feuer. Beim Sieden ist nun alle Luft durch die Wasserdämpfe ausgetrieben worden; diese letztern aber verdichten sich wieder beim Abkühlen der Flasche, und lassen einen luftleeren Raum über dem Wasser zurück. Wenn man daher die Flasche oberhalb der

Flüssigkeit mit einem kalten Körper schnell abkühlt, und damit eine noch gröſsere Menge Wasserdämpfe verdichtet; so wird der obere Raum noch mehr luftleer, und das Wasser fängt in der Flasche von neuem an zu kochen. Senkt man die ganze Flasche bis beinahe an den Hals in kaltes Wasser (in einen Glasbecher), so geräth die ganze Wassermasse in der Flasche in ein heftiges Kochen, weil die Wasserdämpfe im oberen Theile der Flasche durch das sie umgebende kalte Wasser unaufhörlich verdichtet werden, und dieses Kochen dauert so lange fort, bis das Wasser zu einem gewissen Grade abgekühlt ist, was gewöhnlich gegen eine Viertelstunde dauert.

Gay-Lussac hat die Bemerkung gemacht, daſs flüssige Körper leichter in Gas verwandelt werden, wenn sie mit eckigen, rauhen und unebenen Oberflächen in Berührung stehen, als wenn sie von völlig glatten und ebenen Flächen berührt werden. Ich habe schon oben seiner Beobachtung erwähnt, daſs Wasser in Metallgefäſsen bei $1\frac{1}{3}$ Grad niedrigerer Temperatur, als in Glasgefäſsen kocht, weil die Oberfläche des Metalls, selbst wenn sie polirt ist, immer noch Unebenheiten behält, die sich an der durch Schmelzung gebildeten Oberfläche des Glases nicht finden. Erhitzt man Wasser in einem Glasgefäſse bis zu dem Punkte, wo es eben zu kochen anfangen soll, und wirft dann Eisenfeilspäne, gepülvertes Glas, oder irgend einen anderen Körper in Pulvergestalt hinein, so geräth es augenblicklich in heftiges Kochen, so daſs es oft überläuft, ungeachtet es durch das zugesetzte Pulver abgekühlt wird, und fährt dann auch fort, bei derselben Temperatur, wie im Metallgefäſse, zu kochen. Der Wärmestoff scheint daher von unebenen Oberflächen leichter, als von ebenen, mitgetheilt zu werden, so wie wir weiter unten bei der Electricität ein gleiches Verhalten kennen lernen werden. Inzwischen kann dies nicht die einzige Ursache jener Erscheinung sein, weil, wenn man in eine Flüssigkeit, in welcher ein Gas aufgelöst und dem Entweichen nahe ist, ein Pulver von gleicher Temperatur mit der Flüssigkeit selbst, bringt, ein Theil des Ga-

ses von der Oberfläche der Pulverkörnchen aus entwikkelt wird.

Das Sieden ist inzwischen nicht die einzige Weise, die Körper in Luftgestalt zu versetzen. Die meisten flüchtigen Körper lassen schon bei der gewöhnlichen Lufttemperatur einen sehr kleinen Theil ihrer Masse fahren, der in Luftgestalt entweicht, und dessen Menge bei erhöhter Temperatur sich vermehrt. Die Körper verlieren dabei unaufhörlich am Umfange, und wenn dies mit Flüssigkeiten der Fall ist, so sagt man, sie trocknen ein. Ihr allmähliges Aufsteigen in Luftgestalt nennt man Verdunstung. Sie geht am leichtesten im luftleeren Raume, in der Luft aber desto langsamer vor sich, je schwerer diese ist, am langsamsten aber in solcher Luft, die mit dem verdunsteten Körper schon stark geschwängert ist.

Um zu zeigen, wie leicht die Verdunstung in einem Raume vor sich gehe, welcher dem Drucke der Luft nicht ausgesetzt ist, hat man ein eigenes Werkzeug erfunden (Taf. 1. Fig. 3.). Man bläst an beiden Enden einer Glasröhre Kugeln an, wovon die eine nach aufsen zugeblasen, die andere aber in eine feine Spitze ausgezogen wird. Diese Röhre füllt man durch die feine Spitze zu $\frac{2}{3}$ mit Wasser, und zwar dergestalt, dafs man die Kugel erwärmt, die Luft dadurch austreibt, und sodann die Spitze ins Wasser steckt, welches nun beim Zusammenziehen der Luft während des Abkühlens in die Röhre eindringt. Hierauf stellt man die Röhre in einer etwas geneigten Richtung mit der Spitze nach oben, bringt unter die untere Kugel eine Spirituslampe und läfst das Wasser ungefähr eine halbe Stunde lang, oder so lange kochen, bis es nur noch einen kleinen Raum über der Kugel einnimmt; das Kochen mufs sehr gleichförmig unterhalten und aller Luftzug vermieden werden, weil beim Unterbrechen des Kochens sehr leicht wieder Luft durch die Spitze eingezogen wird. Ist das Wasser durch Kochen so weit vermindert, so schmelzt man die Spitze zu, während man die Spirituslampe unter der siedenden Kugel immer tiefer senkt und endlich ganz wegnimmt, so-

bald die Spitze zugeblasen ist. Diese wird sodann so nahe wie möglich am Umkreise der Kugel abgeschmolzen. Hält man nun (wie Fig. 3. zeigt) die Röhre in schiefer Richtung, so daſs in der untern Kugel, die man in die Hand nimmt, noch ein kleiner luftleerer Raum bleibt, so fängt die Oberfläche des eingeschlossenen Wassers durch die Wärme der Hand an zu verdunsten, und es steigt aus der Kugel eine Blase von Wassergas nach der andern in das Rohr. Ist die Vorrichtung gut gemacht und gehörig luftleer, so verdichtet sich jede Luftblase, ehe sie noch die Oberfläche des Wassers im Rohre erreicht, mit einem kleinen Knall, indem das Wasser beim Verschwinden der Blase zusammenschlägt. Man hat dieses Werkzeug deshalb einen Pulshammer genannt, weil ein schnellerer Puls gewöhnlich eine gröſsere Wärme der Hand, diese aber ein schnelleres Aufsteigen der Luftblasen in der Glasröhre erzeugt. Läſst man keinen luftleeren Raum in der Kugel, so erfolgt diese Erscheinung nicht, weil dann keine verdunstende Oberfläche gebildet wird und die Wärme der Hand nicht hinreicht, um das Wasser zum Kochen zu bringen.

Dieſs alles bezieht sich bloſs auf die Verdunstung im luftleeren Raume; sie findet aber auch in der Luft und in anderen luftförmigen Körpern statt, und ich werde daher bei der Lehre von der Verdunstung des Wassers in der Luft zugleich von der Verdunstung flüchtiger Körper im Allgemeinen handeln, und die bisher entdeckten Gesetze für selbige anführen, die allen verdunstenden Körpern gemeinschaftlich zu sein scheinen.

Einen in Luftgestalt verwandelten Körper nennt man ein Gas, zum Unterschied von Luft, worunter man eigentlich dasjenige Gasgemenge versteht, was unsere Erdatmosphäre ausmacht. Ein Gas ist, wie ein Liquidum, ein flüssiger Körper; allein seine kleinsten Theilchen breiten sich nach allen Richtungen aus und nehmen daher in unseren Gefäſsen keine horizontale Oberfläche an.

Bei allen diesen Veränderungen, welche der Wärmestoff in der Aggregationsform der Körper hervorbringt,

verbinden sich diese mit einem Theile des Wärmestoffs, der alsdann einen wesentlichen Bestandtheil der flüssigen Körper ausmacht, ohne welchen sie nicht flüssig sein könnten, und welcher sich nun weder durch das Thermometer, noch auch unserem Gefühle mehr offenbaret. Diesen Wärmestoff nennt man gebundenen Wärmestoff, zum Unterschiede von demjenigen, welchen die Körper ohne Veränderung ihrer Aggregationsform aufnehmen und fahren lassen können, und welcher immer auf unser Gefühl und auf das Thermometer wirkt, und deshalb freier Wärmestoff genannt wird.

Zur Erläuterung dieses Gegenstandes diene folgendes Beispiel. Man stelle zwei Schaalen, wovon die eine ein Pfund eiskaltes Wasser, die andere aber eben so viel schmelzenden Schnee enthält, nicht weit von einander auf einen geheitzten Stubenofen. Nach einer Weile wird man finden, daſs die Schaale mit Wasser schon wärmer als vorher ist, und endlich lauwarm wird, dagegen aber die andere Schaale, worin der Schnee im Schmelzen ist, noch eben so kalt ist, als vorher, ungeachtet sie eine gleiche Menge Wärmestoff erhalten hat. Dieſs rührt daher, daſs aller Wärmestoff, welche der Schnee empfängt, sich mit ihm zu flüssigem Wasser vereiniget, also gebunden wird und daher weder auf das Thermometer, noch auf unser Gefühl mehr wirken kann. Ist aber aller Schnee geschmolzen und wird daher kein Wärmestoff mehr gebunden, so fängt auch diese Schaale an sich zu erwärmen, oder freien Wärmestoff zu erhalten.

Wenn Wasser, nicht durch Erkältung, sondern durch Einwirkung irgend einer andern Kraft feste Gestalt annimmt, so entwickelt sich der daran gebundene Wärmestoff auf einmal, wird frei und erzeugt eine starke Hitze. Wenn man z. B. gewisse Salzauflösungen in der Wärme bis zu einem gewissen Grade stark abdampft und dann abkühlen läſst, so bleibt die Flüssigkeit bei völliger Ruhe klar und unverändert; rührt man sie aber um, so erstarrt die Salzmasse auf einmal, und wird durch den gebundenen Wärmestoff, durch welchen sie flüssig erhal-

ten wurde, der aber im Augenblicke des Erstarrens wieder frei wird, erwärmt. Eben so wird Wasser, das man bei vollkommener Ruhe einer Kälte von — 3° bis — 5° aussetzt, bis zu — 3° und — 5° erkältet, ohne zu gefrieren; schüttelt man es aber dann schnell um, so friert es sogleich und ein hineingesetztes Thermometer steigt von dem Kältegrade, den das Wasser hatte, bis 0, weil nunmehr der gebundene Wärmestoff des Wassers augenblicklich frei wird.

Wenn ein Körper aus der flüssigen in die Gasgestalt übergeht, so vereinigt er sich mit einer noch weit gröſseren Menge Wärmestoff, die, so lange der Körper seine Gasgestalt behält, vom Thermometer nicht angegeben wird. Daher kann eine Flüssigkeit nicht über ihren Siedepunkt hinaus erhitzt werden, weil aller Wärmestoff, den sie nachher noch erhält, gebunden und vom aufsteigenden Gase fortgeführt wird. Dabei ist der Umstand noch zu bemerken, daſs viele Körper, welche Gasgestalt angenommen haben, weder durch Erkältung, noch durch Zusammendrücken, noch durch beides zusammen, wieder zur flüssigen oder festen Gestalt gebracht oder von ihrem Wärmestoffe wieder getrennt werden können. Solche Körper nennt man beständige oder permanente Gase; Beispiele davon liefern das Sauerstoffgas, Kohlensäuregas u. m. a. Durch Verbindung mit andern Körpern können sie eben so, wie sich das Wasser mit gebranntem Kalk vereiniget, in feste oder flüssige Gestalt gebracht werden, wobei sich ihr Wärmestoff ausscheidet, frei und fühlbar wird. Jedes Gas hat daher zwei Hauptbestandtheile, Wärmestoff und einen wägbaren Stoff, von welchem es seinen Namen erhält.

Die gasförmigen Körper, welche durch Druck oder Abkühlung wieder in feste oder flüssige Gestalt versetzt werden können, sind diejenigen, welche durch Kochen, z. B. von Naphta, Alkohol, Wasser, Schwefel, verschiedenen Metallen u. s. w. gebildet werden. So lange man diese Körper in einer Temperatur erhält, die ihren Siedepunkt übersteigt, so behalten sie Durchsichtigkeit,

Spannkraft und alle Eigenschaften eines Gases; sobald sie aber einen kalten Körper berühren, theilen sie diesem ihren gebundenen Wärmestoff mit, erwärmen denselben und das Gas sammelt sich nun um ihn in flüssigen Tropfen, oder schiefst in fester Gestalt an ihn an.

Kommt ein solches Gas an die freie Luft, so wird ihm sein Wärmestoff von dieser entzogen, und in jedem Punkte derselben ein kleiner Theil davon abgesetzt, so dafs die Luft davon undurchsichtig wird, und gleichsam eine Art Rauch bildet. In diesem Zustande ist es aber nicht mehr Gas, sondern bildet blofs feste oder flüssige in der Luft angehäufte Theilchen, die sich noch nicht haben zusammensammeln können, und erhält dann den Namen Dampf oder Dunst. Wenn man z. B. in einem Glasgefäfse, was zu einer feinen Röhre ausgezogen ist, Wasser zum Sieden bringt, so findet man das Wassergas im Gefäfse oberhalb der Flüssigkeit völlig durchsichsig, sobald es aber aus der Röhre hervortritt, wird es augenblicklich trübe, und bildet eine mehr oder weniger dicke Wolke, welche daher entsteht, dafs das Wassergas, was innerhalb des Gefäfses genug Wärmestoff gebunden hatte, um seine Luftgestalt und Durchsichtigkeit zu behalten, in der Luft abgekühlt und in unendlich kleinen Tropfen, oder richtiger, in kleinen Bläschen niedergeschlagen wird, welche jene Wolken bilden.

Unter der Benennung Dämpfe verstehen Manche diejenigen Gase, welche durch Kochen gebildet werden, sowohl in ihrem vollkommen gasförmigen, als im schon gefällten, oder eigentlich dampfförmigen Zustande; diefs ist jedoch unrichtig. Man würde vielleicht besser thun, diese Gase zum Unterschied von den erwähnten beständigen oder permanenten Gasen, unbeständige zu nennen.

Verschiedene Gase, die in der gewöhnlichen Temperatur der Luft ihre Gasgestalt beibehalten, können bei höheren Kältegraden verdichtet werden, wie z. B. Ammoniakgas und schweflichtsaures Gas.

Verschiedenartige Körper können bei gleichen Wärmegraden dennoch verschiedene Mengen Wärmestoff ent-

halten, oder mit andern Worten: von zwei gleich kälten Körpern, die bis zu gleichem Grade erwärmt werden sollen, kann der eine mehr Wärmestoff hiezu erfordern, als der andere. Diese ungleiche Menge Wärmestoff, welche die Körper bei gleicher Temperatur enthalten, heifst ihre eigenthümliche (specifische) Wärme. Von einem Körper, welcher eine gröfsere eigenthümliche Wärme, als ein anderer besitzt, sagt man, er habe eine gröfsere Fähigkeit oder Capacität für Wärme; diese Eigenschaft steht aber mit der Dichtheit der Körper ausser Verbindung, da ein dichter Körper oft eine gröfsere eigenthümliche Wärme besitzt, als ein minder dichter, und umgekehrt.

Wenn man gleiche Theile eiskaltes und siedendheifses Wasser mit einander mengt, so nimmt das Gemenge nachher eine Wärme von 50° an, weil das warme und kalte Wasser einerlei Wärme-Capacität besitzen. Mengt man hingegen eiskaltes Wasser mit einer gleichen Gewichtsmenge bis zu + 100° erwärmten Quecksilbers, so nimmt das Gemenge nur einen Wärmestoff von + 3° an, und folglich gebraucht das Quecksilber, um bis zu + 97° erwärmt zu werden, nicht mehr Wärmestoff, als das Wasser zu seiner Erwärmung bis zu + 3° bedarf. Mengt man gleiche Gewichtstheile + 100° warmes Wasser und 0° warmes Quecksilber zusammen; so wird aus demselben Grunde das Gemenge eine Temperatur von + 97° zeigen, weil das Wasser nur 3° herzugeben braucht, um das Quecksilber bis auf 97° zu erwärmen. Das Wasser enthält demnach bei gleichem Wärmegrade ziemlich 33 mal soviel Wärmestoff, als das Quecksilber. Zur Vergleichung der eigenthümlichen Wärme fester und flüssiger Körper bedient man sich gewöhnlich, wie bei Bestimmung des eigenthümlichen Gewichts, des Wassers zum Maafsstabe, dessen eigenthümliche Wärme = 1,000 angenommen wird. Die eigenthümliche Wärme des Quecksilbers beträgt hiernach 0,033. Die eigenthümliche Wärme der Gasarten hingegen bestimmt man nach der eigenthümlichen Wärme der Luft, welche = 1,000 gesetzt wird.

Da sich indessen nicht alle Stoffe auf die angegebene Weise mengen lassen, und überhaupt während des Mengens viel Wärmestoff von der Luft und den übrigen Umgebungen fortgeführt wird; so hat man zum Messen der eigenthümlichen Wärme der Körper ein eigenes Werkzeug erfunden, welches den Namen Calorimeter erhalten hat. Es besteht in der Hauptsache aus einer Eiskugel, in welche die Körper, deren specifische Wärme zu untersuchen ist, hineingelegt werden. Die Eiskugel wird äusserlich abwechselnd von Nichtwärmeleitern und Eis umgeben, so daſs sie fortdauernd auf 0 erhalten wird und durch die Temperatur der umgebenden Luft nicht geschmolzen werden kann. Wenn man nun einen Körper von bestimmtem Gewichte und der bis zu einem gewissen Grade über 0 erwärmt ist, in die Eiskugel auf ein darin angebrachtes Gestelle legt, so muſs derselbe bei seiner Abkühlung bis zum Frostpunkte eine gewisse Menge Eis schmelzen, die mit der Menge seines eigenthümlichen Wärmestoffs im Verhältnisse steht. Die Calorimeter sind daher so eingerichtet, daſs man das geschmolzene Wasser auffangen und wägen kann, wo denn die eigenthümliche Wärme der Körper sich immer so verhält, wie das Gewicht des Eises, welches sie bei ihrem Erkalten geschmolzen haben. Wenn man z. B. in die Eiskugel des Calorimeters 2 Loth Wasser von + 40° Wärme stellt, so schmelzt dasselbe z. B. 1 Loth Eis; stellt man hingegen 2 Loth Quecksilber von gleicher Temperatur hinein, so schmelzen diese nur $\frac{33}{1000}$ Loth des Eises. Da auf dieselbe Weise 2 Loth Eisen von + 40° nur $\frac{125}{1000}$ Loth Eis, oder etwas darüber, schmelzen, so muſs dessen eigenthümliche Wärme 0,125 sein, u. s. w.

Das Thermometer bestimmt daher den Wärmegrad eines Körpers, das Calorimeter hingegen seine Wärmemenge bei einem gegebenen Wärmegrade.

Dulong und Petit haben sich eines anderen Verfahrens zum Messen der eigenthümlichen Wärme der Körper bedient, welches sich auf den Umstand gründet, daſs die Körper desto langsamer in einem gegebenen Medium

dium und unter übrigens gleichen Bedingungen erkalten, je gröſser ihre eigenthümliche Wärme ist. Ihre Methode geht also darauf hinaus, den Zeitraum zu bestimmen, in welchem verschiedene Körper von einer gewissen gegebenen Temperatur an, und unter übrigens gleichen Umständen, erkalten. Zu diesem Behuf bedienen sie sich eines kleinen cylindrischen Gefäſses von dünnem Silberbleche, welches äuſserlich blank ist, und in dessen Axe ein Thermometer eingesetzt wird, dessen Röhre durch ein dazu bestimmtes Loch im Deckel des Gefäſses geht. Der Körper, dessen eigenthümliche Wärme untersucht werden soll, wird gepulvert und so in den Cylinder eingefüllt, daſs die Thermometerkugel mitten in die Masse desselben zu stehen kommt. Dadurch wird gewonnen, daſs die Oberfläche immer gleich groſs und stets gleichförmig ausstrahlend bleibt. Hierauf wird der Cylinder erhitzt und unter einen Recipienten gebracht, welcher luftleer gepumpt werden kann. Sobald der Cylinder soweit erkaltet ist, daſs das in seinem Innern befindliche Thermometer noch eine um 10° höhere Temperatur zeigt, als der Raum, worin der Versuch geschieht, bemerkt man diesen Grad und berechnet die Zeit, welche der Cylinder bedarf, um zu einer Temperatur, welche die ihn umgebende Luft um 5° übersteigt, zu erkalten. Dadurch, daſs der Cylinder im luftleeren Raume erkaltet und sein Aeuſseres wegen seiner polirten Oberfläche wenig Wärme ausstrahlt, wird die Zeit, in welcher er erkaltet, verlängert und die Resultate werden zuverlässiger; um aber die eigenthümlichen Wärmegrade daraus zu berechnen, ist ein Calcul nothwendig, dessen Beschreibung auſser den Gränzen eines chemischen Lehrbuchs liegt.

Dulong und Petit haben gefunden, daſs die eigenthümliche Wärme mit der Temperatur zunimmt. So beträgt z. B. die specifische des Eisens, nach den aus ihren Versuchen abgeleiteten Mittelzahlen zwischen 0° und 100° = 0,1098; zwischen 0° und 200° = 0,1150; zwischen 0° und 300° = 0,1218; und endlich zwischen 0°

und 350° = 0,1255. Folgende Tafel zeigt die Unterschiede zwischen der eigenthümlichen Wärme der folgenden Körper nach ihren Mittelzahlen zwischen 0° und 100°, und 0° und 300°.

	Eigenthümliche Wärme nach einer Mittelzahl zwischen 0° u. 100°	zwischen 0° u. 300°.
Quecksilber	0,0330	0,0350
Zink . . .	0,0927	0,1015
Antimon .	0,0507	0,0549
Silber . .	0,0557	0,0611
Kupfer . .	0,0949	0,1013
Platina . .	0,0335	0,0355
Glas . . .	0,177	0,190.

Die Wärme-Capacität der Körper kann durch mancherlei Ursachen verändert werden, und es entsteht bei jeder solchen Veränderung Wärme oder Kälte, je nachdem die Capacität entweder vermindert und ein Theil der eigenthümlichen Wärme des Körpers frei, oder erhöht und dabei mehr Wärme von den benachbarten Körpern aufgenommen wird. Durch Druck erleidet die Wärme-Capacität eine Verminderung und es wird Wärmestoff dabei frei; z. B. wenn ein Metall gehämmert oder zu Drath gezogen wird, so vermindert sich sein Volumen, es wird dichter und verliert an eigenthümlicher Wärme.

Clement und Desormes haben sich bemüht, durch Versuche zu zeigen, daſs auch der leere Raum eine eigenthümliche Wärme habe, die sie so hoch schätzen, daſs sie bei + 12½° ein gleiches Volumen Luft von + 12½° bis + 114° sollte erhitzen können. Gay Lussac hat aber durch einen sinnreichen Versuch gezeigt, daſs eine solche eigenthümliche Wärme des leeren Raumes nicht existirt, indem er im leeren Raume eines ungewöhnlich weiten Barometers ein empfindliches Luftthermometer einschloſs, das $\frac{1}{600}$ eines Grades der Centesimal-Scale deutlich anzeigte. Wenn der leere Raum nun wirklich eine eigen-

thümliche Wärme enthält, so mufste, wenn dieser Raum, durchs Steigen oder Fallen des Quecksilbers, plötzlich ausgedehnt oder vermindert wird, das Thermometer sichtbar *steigen* oder fallen, was aber nie geschah. Wenn er aber *auch* nur die kleinste Menge Luft hereinliefs, so stieg das Thermometer augenblicklich, als man das Quecksilber in der Barometerröhre höher aufsteigen liefs. Der leere Raum scheint daher nur strahlenden Wärmestoff enthalten zu können.

Bekanntlich wird auch durch Reiben Wärme erregt; wie sie aber dabei entstehe, ist nicht ausgemittelt. Graf Rumford stellte einen Versuch an, die beim Bohren *einer* Kanone sich entwickelnde Wärme zu bestimmen, und fand, dafs durch das Abdrehen einiger wenigen Loth Bohrspähne ein Pfund Wasser bis zum Sieden erhitzt und beim Fortsetzen des Bohrens im Kochen erhalten werden konnte. Wenn man den Unterschied zwischen der eigenthümlichen Wärme des Eisens und Wassers kennt, sieht man leicht ein, dafs hierbei die Wärme nicht durch die stärkere Zusammenpressung der Bohrspähne erregt *worden* sein kann. Wenn der Schmid einen Nagel hämmert bis er glühend wird, ungeachtet er durch das Hammern zusammengeschlagen wird, so kann doch der glühende Nagel keinen kleineren Raum einnehmen, als wenn er erkaltet ist. Die Erscheinung ist daher bis jetzt noch nicht erklärt.

Bemerkenswerth ist es, dafs Körper, welche die Elektricität leiten, wenn man sie gegen einander reibt, Wärme hervorbringen, Nichtleiter aber Elektricität erzeugen und erst dann erwärmt werden, wenn die Elektricität die gröfste Höhe erreicht hat und nicht abgeleitet wird. Man darf daher den durch Reiben erregten, und den durch das Zusammendrücken gleichsam ausgeprefsten Wärmestoff nicht mit einander verwechseln. Um den letzteren kennen zu lernen, ist folgender leichter Versuch hinreichend. Man schneide sich ein Riemchen von Cautschuk (elastisches Gummi — Federharz), erwärme es bis zur Temperatur des Körpers, lege es dann zwischen die trockenen Lippen

und dehne es schnell und stark aus; man wird dabei deutlich fühlen, daſs es warm wird, und bei hinreichender Aufmerksamkeit wird man auch die Abkühlung beim Wiederzusammenziehen bemerken. Dehnt man ein Stück Federharz in Wasser von + 30° auseinander, so zieht es sich wieder zusammen, was im kalten Wasser nicht geschieht. Befestiget man an das eine Ende eines Cautschuk-Riemchens ein kleines Gewicht und hängt es an einer graduirten Scala auf, so wird man bemerken, daſs sich das Riemchen in der Wärme verkürzt und in der Kälte verlängert. Dasselbe geschieht mit einem Bindfaden, den man mit Wasser anfeuchtet, wo das Wasser die Rolle der Wärme spielt. Beide Versuche begünstigen die Ansicht, daſs der Wärmestoff die Körper eben so durchdringe und in ihnen zurückgehalten werde, wie das Wasser in poröse Körper eindringt und darin zurückbleibt.

Wenn man die Luft zusammendrückt, entsteht ebenfalls Wärme, und geschieht dieser Druck schnell und kräftig, so können oft brennbare Körper dadurch entzündet werden; z. B. in der Compressionspumpe einer Windbüchse kann man durch einige schnelle und starke Pumpenzüge Feuerschwamm, Baumwolle, Knallluft u. d. m. anzünden. Darauf gründet sich auch ein pneumatisches Feuerzeug (Luftfeuerzeug, *briquet pneumatique*), welches aus einem Rohre von Metall oder dickem Glase besteht, in welches ein Stempel genau eingepaſst ist, und worin man durch einen einzigen Stoſs mit dem Stempel die Luft so zusammendrücken kann, daſs sie Feuerschwamm oder Baumwolle entzündet. Sobald das Zusammenpressen der Luft aufhört, nimmt sie auch ihr voriges Volumen und zugleich ihre vorige Wärme-Capacität wieder an, und es entsteht Kälte. Wenn man z. B. in einem groſsen Behälter die Luft bis zu einem bedeutenden Grade zusammendrückt und sie dann durch ein Metallrohr ausströmen läſst, so wird dieses Rohr bis unter 0° abgekühlt, so daſs Wasser darauf zu Reif und Eis erstarrt. Gay-Lussac hat gezeigt, daſs in zwei gleich groſsen Gasbehältern,

wovon der eine mit Luft gefüllt, der andere aber luftleer ist, und in welchen beiden Thermometer angebracht sind, das Thermometer in dem mit Luft gefüllten Behälter zum Sinken kommt, wenn man die Luft in den luftleeren Behälter übertreten läſst, in dem letzteren aber ziemlich um eben so viele Grade steigt, als es in jenem gefallen ist. Die Ursache davon liegt darin, daſs die Luft in dem ersten Behälter sich immer mehr ausdehnt, während die im andern Behälter anfänglich höchst verdünnte Luft, welche sehr vielen Wärmestoff eingesogen hatte, nachher durch die zuströmende Luft fortdauernd zusammengepreſst, und dadurch genöthigt wird, die bei ihrer vorherigen Verdünnung aufgenommene Menge Wärmestoff wieder fahren zu lassen.

Diese Veränderung der eigenthümlichen Wärme hielt man eine Zeitlang für die Ursache der steten Fortdauer eines gleich hohen Wärmegrads in dem Körper der Menschen und anderer warmblütiger Thiere, und erklärte sich diese Erscheinung auf folgende Weise. Das dunkle Blut, welches aus der rechten Herzkammer in die Lunge tritt, empfängt hier durch die Veränderung, die es beim Athemholen erleidet, eine gröſsere Wärme-Capacität, und nimmt, ohne seine Temperatur in den Lungen zu erhöhen, allen Wärmestoff auf, der vorher in der eingeathmeten Luft enthalten war. Da aber dieses nunmehr röthere Blut in jedem Theile des Körpers wieder dunkler wird, so verliert es auch zugleich einen Theil seiner Wärme-Capacität, und setzt allen vorher aufgenommenen Wärmestoff wiederum ab, wodurch der Körper stets seine Wärme behält, so lange der Umlauf des Bluts und das Athmen gehörig von statten geht. Dabei ist aber nicht mit Stillschweigen zu übergehen, daſs diese an sich sehr interessante Erklärung der thierischen Wärme durch spätere Versuche nicht sonderlich bestätiget worden, und es vielmehr höchst wahrscheinlich ist, daſs die Wärmeentwickelung im thierischen Körper, so wie alle übrigen Verrichtungen desselben, auf eine uns gänzlich unbekannte Weise von der Einwirkung der Nerven abhängen.

Wenn die Wärme-Capacität eines Körpers vermehrt, oder derselbe durch irgend eine Kraft genöthiget wird, aus der festen Gestalt in die tropfbarflüssige, oder aus dieser in Gasgestalt überzugehen; so entzieht er den benachbarten Körpern so viel Wärmestoff, als er zu dieser Verwandlung nöthig hat, und es entsteht dadurch Kälte. Wird z. B. ein Salz in Wasser gelöst, so mufs es flüssig werden, und in diesem Zustande einen Theil Wärmestoff binden; dadurch wird Kälte erzeugt, weil der vom Salze gebundene Wärmestoff für das Gefühl und Thermometer verschwindet. — Wenn man ein trockenes Salz, das eine starke Verwandtschaft zum Wasser hat, mit Schnee vermengt, so bilden beide eine flüssige Salzlösung, und nehmen beim Zerfliefsen so vielen Wärmestoff von den nahen Körpern auf, dafs dadurch eine Kälte von mehreren Graden entsteht. Darauf gründet sich auch der bekannte Versuch, einen Teller im warmen Zimmer anfrieren zu lassen. Man stellt nämlich einen Teller in etwas Wasser und füllt ihn mit feingestofsenem Salze und etwas Schnee, die man gut untereinander mengt. Nach wenigen Augenblicken ist der Teller festgefroren. Auch gründet sich darauf die Bereitung der Eiscrême. Je gröfser die Verwandtschaft des Salzes zum Wasser ist, desto schneller schmelzen beide auf Kosten der Wärme ihrer Umgebungen zusammen und desto stärker wird die dabei entstehende Kälte. Daher geben alle Salze, welche Feuchtigkeit aus der Luft anziehen und dadurch flüssig werden, einen hohen Grad von Kälte, wenn man sie mit Schnee zusammenmengt.

Die beste Art, eine künstliche Kälte hervorzubringen, ist die, dafs man salzsauren Kalk (wovon weiter unten) so lange erhitzt, bis er in eine trockene, weifse, aufgeschwollene poröse Masse verwandelt ist, ihn dann ganz fein pulvert und durch ein Flortuch siebt, worauf das Salz sein durch die Hitze ausgetriebenes Krystallwasser wieder annehmen kann; man mengt dann das Pulver mit $\frac{1}{2}$, $\frac{2}{3}$ oder höchstens gleichen Theilen Schnee. Je kälter der Schnee ist, desto gröfser ist die Kälte, die man dadurch hervor-

bringt. Hat man das Salz nicht vorher gesiebt, so entsteht anfangs ein wenig Wärme, weil dann das geschmolzene Salz erst sein Krystallwasser wieder aufnimmt und das Wasser dabei eine festere Gestalt, als im Schnee, annimmt, wodurch Wärme entwickelt und die kühlende Kraft des Gemenges vermindert wird. Am besten macht man dieses Gemenge in einem hölzernen Gefäſse, welches wieder in ein anderes gestellt und darin mit einem Gemenge von Schnee und Kochsalz umgeben wird. In dem inneren Gefäſse siebt man nun das Kalksalz und den Schnee in abwechselnden dünnen Lagen übereinander und um den Körper herum, welcher erkältet werden soll. Auf diese Weise hat man Quecksilber zur Annahme einer festen Gestalt und zum Krystallisiren gebracht; flüssiges Ammoniak und Naphta in Krystallen anschieſsen lassen, u. s. w. Man muſs jedoch diese Versuche in möglichst kalten Wintern und mit wenigstens 2 bis 3 Pfund Kalksalz anstellen; am besten gelingen sie mit 10 bis 15 Pfund, und man hat in einem solchen Gemenge schon bis gegen drei Liespfund (60 Pfund) Quecksilber zum Festwerden gebracht. — Hat man nur kleine Quantitäten, so thut man am besten, erst nur ein Gemenge mit 1 Pfund Kalksalz zu machen, und wenn die erkältende Kraft desselben zu Ende geht, ein neues Gemenge zu bereiten, und den erkälteten Körper in dieses hineinzsetzen. Es schlägt selten fehl, daſs das Quecksilber nicht schon im zweiten Gemenge schnell erstarren sollte.

Eben so kann man auch durch das Verdunsten flüchtiger Körper Kälte erzeugen. Wenn man z. B. Naphta auf eine Thermometerkugel tröpfelt, so fängt das Quecksilber schnell an zu sinken; oder wenn man das Thermometer an einem Faden schwingt, oder es anhaucht, so kann das Quecksilber bis 0° herabsinken, weil die Verdunstung durch den steten Luftwechsel vermehrt wird. In Ostindien füllt man das Wasser über Nacht in poröse Steinkrüge, wodurch es nach auſsen fortdauernd verdunstet, innerlich aber so abgekühlt wird, daſs es zum Theil friert.

Leslie hat ein neues Verfahren erfunden, durch Verdunstung im leeren Raume sehr schnell eine heftige Kälte hervorzubringen. Man stellt unter die Glocke der Luftpumpe eine Untertasse oder ein anderes weites Gefäſs, mit concentrirter Schwefelsäure, und einige Zoll über derselben eine kleine Glasschaale mit 2 bis 3 Loth Wasser. Nun pumpt man die Luft aus der Glocke soweit aus, bis das Quecksilber in der Probe nur noch $\frac{1}{6}$ bis $\frac{1}{4}$ Zoll hoch steht. Ist die Luft so weit ausgepumpt, so steigt das Wasser in Gasgestalt auf, und die Glocke enthält nun statt der Luft Wassergas. Die concentrirte Schwefelsäure hat indessen eine so groſse Verwandtschaft zum Wasser, daſs sie das Gas sogleich wieder zu flüssigem Wasser verdichtet, und dasselbe eben so schnell, als das Gas erzeugt wird, einsaugt, und die Glocke vom Wassergas frei erhält. Hierdurch wird nun die Verdunstung des Wassers bis zu einem solchen Grade erhöht, daſs das im Gefäſse übrig bleibende seiner ganzen Masse nach zu Eis erstarrt. Die Ursache davon ist, daſs das in Gasgestalt aufsteigende Wasser Wärmestoff bindet und diesen von der im Wasser befindlichen freien Wärme aufnimmt, und weil dies mit einer solchen Schnelligkeit vor sich geht, daſs dieser Abgang durch die strahlende Wärme der Umgebungen nicht wieder ersetzt werden kann, so sinkt die Temperatur unter 0° und das Wasser erstarrt. Ist die Luftpumpe nicht gut, so gelingt der Versuch nicht; sonst aber friert das Wasser in Zeit von 4 Minuten nach dem Auspumpen der Luft, wenn anders die verdunstende Oberfläche groſs genug ist. Das Wasser wird bei diesem Versuche stets bis — 5° abgekühlt, ehe es friert, erstarrt aber dann auch meistens in einem Augenblicke. Die dabei gebrauchte Schwefelsäure wird durch das verdichtete Wasser verdünnt und erwärmt, so daſs der Wärmestoff sich gleichsam vom Wasser zur Säure flüchtet. Wenn man nach Beendigung des Versuches das Wasser durch Kochen wieder aus der Säure vertreibt, so kann diese zu gleichem Behufe wieder gebraucht werden. Leslie hat späterhin gefunden, daſs verschiedene stark

getrocknete und pulverförmige Körper, z. B. Erde, Mehl u. d., die Stelle der Schwefelsäure vertreten können, und versichert, daſs stark getrocknetes Hafermehl die Schwefelsäure an Schnelligkeit der Wirkung beinahe noch übertrifft. Man bedient sich einer ähnlichen Verdunstungs-Weise bei den Auflösungen organischer Stoffe, und überhaupt bei Behandlung solcher Körper, welche durch Zutritt von Wärme oder Luft zersetzt werden.

Ein anderes Werkzeug zur Hervorbringung von Kälte nach gleichen Grundsätzen hat Wollaston erfunden, und Cryophorus (Eisträger) genannt. Es besteht aus einem Pulshammer, dessen beide Kugeln niederwärts gebogen sind, und welcher nur soviel Wasser enthält, daſs die eine Kugel nur zur Hälfte damit gefüllt ist. Man setzt die leere Kugel in ein Gefäſs, z. B. in ein Trinkglas, und umgiebt sie mit gestoſsenem Eis oder Schnee, der mit feingeriebenem Kochsalze oder Salmiak wohl durchmengt ist. Der leere Theil des Pulshammers enthält nun zwar keine Luft, ist aber fortdauernd mit einem Theile Wassergas angefüllt, der sich an der inneren Seite des Glases als Eis anlegt, wenn die Kugel im Salzgemenge bedeutend unter den Gefrierpunkt abgekühlt wird. Dadurch entsteht ein luftleerer Raum, und das Wasser verdunstet in der nicht abgekühlten Kugel, um das verdichtete Gas wieder zu ersetzen; weil sich aber das Verdunstete in der abgekühlten Kugel eben so schnell wieder verdichtet, als es erzeugt wird, so wird das Wasser in der Kugel durch Verdunstung bis zu einem solchen Grade erkältet, daſs es in 4 bis 8 Minuten zu einem Eisklumpen erstarrt. Die Röhre zwischen beiden Kugeln kann sehr lang sein, ohne daſs das Gefrieren dadurch erschwert wird; allein die geringste Menge Luft im Pulshammer zerstört jede Wirkung.

Vor einigen Jahren machte Baron Edelcrantz den Vorschlag, in einem von ihm ausgedachten eigenen Instrumente die Luft zu verdichten, um sie dann bis zum höchst möglichen Grade abkühlen und wieder ausdehnen lassen zu können, und so durch Verbindung mehrerer

einander abkühlender Vorrichtungen das Erkalten fast bis ins Unendliche fortzusetzen. Dieser Versuch wurde jedoch nicht zur Ausführung gebracht. Neuerlich hat man angeführt, dafs Hutton, ein schottischer Gelehrter, dem der Vorschlag des Baron Edelcrantz gewifs nicht bekannt war, durch einen nach ähnlichen Grundsätzen eingerichteten Abkühlungs-Apparat einen so hohen Grad von Kälte hervorgebracht hat, dafs Alkohol darin erstarrte, welches bisher fast die einzige Flüssigkeit war, die man nicht in fester Gestalt darzustellen vermochte. — Leslie zeigte, dafs in der Kugel eines bis zum Frostpunkte abgekühlten Thermometers, wenn man sie mit Baumwolle umgiebt, die mit Aether angefeuchtet ist, das Quecksilber unter dem Recipienten einer Luftpumpe, bei schnellem Auspumpen der Luft, friert. Marcet führt an, dafs bei der Anwendung einer noch flüchtigeren Flüssigkeit, des Schwefelalkohols, das Quecksilber, ohne vorhergegangene Abkühlung in Zeit von 3 bis 4 Minuten zum Gefrieren und ein Weingeist-Thermometer bis — 60° gebracht werden könne.

Was der Wärmestoff eigentlich sei, wissen wir nicht. Mehrere der angeführten Erscheinungen führen auf die Vermuthung, dafs Wärme und Licht einerlei Stoff sei, der, mit gröfserer Schnelligkeit fortgepflanzt, als Licht, mit minderer, als Wärme, uns erscheint. Andere haben geglaubt, dafs die Wärme eine gewisse Erschütterung der Körper sei, die sich unserem Gefühle als Wärme kund thue, kälteren Körpern sich mittheile, u. s. w. Allein alle diese Vermuthungen führen uns der wahren Kenntnifs von der eigenthümlichen Natur des Wärmestoffs nicht um einen Schritt näher. Dafs derselbe unwägbar ist und das Gewicht der Körper im luftleeren Raume nicht vermehrt, kann nur daher rühren, dafs derselbe, seiner chemischen Verwandtschaften ungeachtet, von der Erdmasse nicht angezogen wird, worin das Gewicht der Körper einzig und allein besteht. Es ist daher möglich, dafs es Stoffe giebt, die gar nicht von der Erde angezogen werden, und welchen daher die, allen andern Körpern gemeinschaftliche

Schwerkraft mangelt, und daſs Wärme- und Lichtstoff, Elektricität und Magnetismus solche Stoffe sind, die, wenn ihre kleinsten Theilchen keine Cohaesionskraft besitzen, durch den ganzen Weltenraum sich ausbreiten müssen.

Dieſs mag sich nun so verhalten oder nicht, so erleichtert es doch die Erklärung aller durch die Wärme hervorgebrachten Erscheinungen, wenn man annimmt, daſs der Wärmestoff ein besonderer, unwägbarer Stoff, wie der Lichtstoff, sei, welcher zu einer groſsen Anzahl von Körpern Vereinigungs-Verwandtschaft besitzt, und mit ihnen bald festere, bald losere Verbindungen eingeht.

Der Wärmestoff vermehrt theils, theils verändert er die Vereinigungs-Verwandtschaften eines groſsen Theils der Körper, sowohl dadurch, daſs er bei gewissen Temperaturen Verwandtschaften erweckt, die bei andern Temperaturen entweder ruhen, oder gänzlich aufgehoben werden. Für den ersten Satz spricht das alte chemische Sprüchwort: *Corpora non agunt, nisi soluta*, (nur aufgelöste Körper können auf einander wirken). Das will so viel sagen: daſs feste Körper wenig oder gar nicht auf einander einwirken; dann aber, wenn beide, oder wenigstens einer von ihnen flüssig wird, das Spiel der Verwandtschaften in Wirksamkeit tritt.

Von dem letzteren Satze giebt das Quecksilber ein Beispiel ab. In der gewöhnlichen Wärme der Atmosphäre bleibt es unverändert, bei seinem Siedepunkte aber fängt es an, sich mit dem Sauerstoffe der Luft zu einem rothen Pulver (rothen Quecksilberoxyd) zu vereinigen, und dieſs dauert so lange fort, als das Quecksilber im Kochen bleibt; erhitzt man aber dieses rothe Pulver noch mehr, so hört die Verwandtschaft des Quecksilbers zum Sauerstoff wieder auf; dieser entweicht als Sauerstoffgas und das Quecksilber bleibt in seiner vorigen flüssigen metallischen Gestalt zurück.

Elektricität.

Wenn man eine Siegellackstange zwischen wollenem Zeuche reibt, so erhält sie die Eigenschaft, leichte Körper, z. B. kleine Papierschnittchen, an sich zu ziehen, und wenn man die Stange nahe über einen Tisch hält, so bemerkt man, daſs diese leichten Körperchen eine kleine Weile zwischen dem Siegellack und dem Tische auf und nieder hüpfen. Diese Erscheinung entsteht durch die Elektricität.

Schwefel, Bernstein, trockenes Glas u. m. a. haben dieselbe Eigenschaft. Sie wurde zuerst am Bernstein entdeckt, und weil dieser bei den Griechen Elektron hieſs, nach ihm Elektricität genannt.

Nicht alle Körper werden durch Reiben elektrisch; diejenigen, welche es am gewöhnlichsten und stärksten werden, sind, auſser den vorgenannten, Harz, Seide oder Seidenzeuch, Wolle, Haare, im Ofen gedörrtes Holz, Wachs u. d. m. Diese Körper werden idioelektrische — selbstelektrische — genannt.

Wenn man die durch Reiben entstehende Elektricität etwas aufmerksamer beobachtet, so findet man, daſs sowohl der reibende, als der geriebene Körper elektrisch werden, beide aber in gewisser Hinsicht sich anders verhalten, so daſs die Elektricität in beiden verschiedenartig zu sein scheint.

Man glaubte anfänglich, daſs der geriebene Körper dem reibenden Elektricität entziehe, und daſs dadurch in jenem Ueberfluſs, in diesem aber Mangel an Elektricität entstehe; man hat aber nachher gefunden, daſs diese Vorstellungsweise unrichtig ist, und daſs beide Körper Ueberschuſs an Elektricität empfangen, und Symmer bewies zuerst, daſs die Elektricität in beiden von verschiedener Art sei.

Daraus hat man den Schluſs gezogen, daſs in allen Körpern unseres Erdbodens ein Stoff enthalten sei, den man elektrische Materie (*Electricum*, *Electroge-*

nium) nennen könne und welcher aus beiden einfachen Elektricitäten zusammengesetzt sei. Dieser Stoff besitzt keine Eigenschaft, wodurch er für unsere äuſseren Sinne wahrnehmbar wird, sondern er offenbart sich erst dann, wenn er in seine Bestandtheile zerlegt wird.

Benjamin Franklin, welcher zuerst eine Theorie der Elektricität aufzustellen versuchte und den Unterschied beider Elektricitäten darin zu finden glaubte, daſs die eine Ueberschuſs, die andere aber Mangel an Elektricität sei, nannte jene positive (+ E), diese aber negative Elektricität (— E), und diese Benennungen hat man auch bis jetzt beibehalten.

Die positive Elektricität (+ E) unterscheidet sich von der negativen (— E) ihrem Verhalten nach in vielen Fällen sehr deutlich:

1) Durch die Figuren, die ein, auf einen elektrisirten Körper gesiebtes feines Pulver bildet; wenn man z. B. auf eine belegte Glasscheibe oder auf einen Harzkuchen ein metallenes Knöpfchen stellt und einen Funken von + E darauf fallen läſst; so entsteht, wenn man das Knöpfchen mittelst einer Siegellackstange weghebt, und ein wenig gepulvertes Harz oder auch gewaschene und wieder getrocknete Schwefelblumen über die elektrisirte Stelle siebt, eine sternförmige runde Figur. Stellt man den Versuch mit — E an, so entsteht auch eine runde Figur, aber ohne Strahlen, mit dendritenähnlichen Verästelungen. Der Versuch gelingt, selbst wenn man vor dem Elektrisiren das Pulver auf die Scheibe siebt.

2) Durch den Geschmack, wenn man die E aus einer elektrisirten Spitze auf die Zunge ausströmen läſst, wo die positive einen säuerlichen, die negative aber mehr einen brennenden, beinahe einen alkalinischen Geschmack erregt.

3) Durch die verschiedenartigen chemischen Erscheinungen, welche sie in den Körpern, besonders in flüssigen Stoffen, hervorbringen; so verwandelt z. B. + E, die aus einer Spitze auf angefeuchtetes Lackmuspapier ausströmt, dessen blaue Farbe in Roth, zum Beweise,

dafs eine Säure dabei gebildet wird, und — E giebt ihm seine blaue Farbe wieder u. s. w.

4) Durch ihr verschiedenes Licht. Wenn man + E aus einer etwas stumpfen Spitze ausströmen läfst, so bildet sich ein oft mehrere Zoll langer, röthlichblauer Lichtbüschel; läfst man aber — E aus derselben Spitze ausströmen, so zeigt sich blofs ein leuchtender Punkt. Im luftleeren Raume fallen diese Erscheinungen noch mehr in die Augen.

5) Durch den Umstand, dafs verschiedene Körper, unter gewissen Verhältnissen, die eine E leicht leiten, die andere aber nur höchst schwierig durch sich durchgehen lassen.

Zwei Körper, die einerlei Elektricität besitzen, stofsen einander ab, und ziehen sich im entgegengesetzten Falle an, wenn sie nämlich verschiedene Electricitäten haben. Der Abstand, in welchem dieses vor sich geht, heifst der Wirkungskreis der Elektricität, die elektrische Atmosphäre. Leichte Körper, welche nicht elektrisirt sind, werden in geringer Entfernung von elektrisirten angezogen, aber auch wieder zurückgestofsen, sobald sie die E des elektrisirten Körpers angenommen haben. Treffen sie alsdann in der Nähe auf einen Körper, welcher die entgegengesetzte oder gar keine Elektricität besitzt, so werden sie von diesem angezogen, setzen ihre Elektricität an ihn ab, und werden dann von dem ersten elektrischen Körper wieder von neuem angezogen, so dafs man sie auf diese Weise so lange hin- und herhüpfen lassen kann, bis sie den gröfsten Theil der E des elektrischen Körpers an sich genommen und fortgeführt haben. Hierauf gründen sich mehrere elektrische Spielwerke, z. B. die elektrische Spinne, das Glokkenspiel, der Puppentanz u. d. m.

Diesen Umstand benutzt man auch, um die Art der Elektricität eines Körpers auszumitteln. Man hat z. B. schon durch Versuche bestimmt, dafs Glas, welches gerieben wird, + E, hingegen Harz stets — E annimmt. Nimmt man daher eine kleine, an den Enden zugeblasene Glas-

röhre und überzieht die eine Hälfte derselben mit einem Lackfirnisse, so giebt sie beim Reiben auf der lackirten Hälfte — E, auf der anderen aber, wo das Glas bloſs ist, + E. Wenn man nun einem, an einem Seidenfaden aufgehängten Kügelchen von Fliedermark die E des zu untersuchenden Körpers mittheilt, so kann man mit jener Glasröhre leicht ausmitteln, von welchem Ende derselben das Kügelchen angezogen oder abgestoſsen wird.

Die Abstoſsung der Körper, welche einerlei E besitzen, hat auf die Erfindung eines Werkzeuges geführt, wodurch sich die Anwesenheit der Elektricität entdecken läſst, wenn sie von so geringer Stärke ist, daſs sie für sich unseren Sinnen nicht wahrnehmbar wird. Dieses Werkzeug besteht aus zwei kleinen Kügelchen von Kork oder Fliedermark, oder auch aus zwei feinen, zolllangen Strohhälmchen, die an einem feinen Faden aufgehängt sind, oder auch aus zwei an einem Metalldrath aufgehängten Goldblättchen, welche in der Nähe eines elektrischen Körpers oder innerhalb seines Wirkungskreises dessen Elektricität annehmen und einander abstoſsen. Dieses Werkzeug nennt man Elektrometer (Elektricitätsmesser) oder richtiger Elektroskop (Elektricitätszeiger).

Gewisse Körper lassen die entwickelte E sehr leicht durch sich hindurchgehen und werden deshalb Elektricitäts-Leiter genannt. Die besten Leiter sind Metalle, Holzkohlen, Graphit (oder Reiſsblei) u. m. a. Andere Körper hingegen lassen die E schwieriger und langsamer durch; man nennt sie Halbleiter; es gehören dazu Wasser, Kreide und Steinarten im Allgemeinen u. s. w. Noch andere Körper gestatten ihr beinahe gar keinen Durchgang; sie heiſsen Nichtleiter; dahin gehören Glas, Harz und überhaupt alle diejenigen Körper, welche durch Reiben elektrisch werden.

Die beiden Elektricitäten + E und — E, die in ihrer Verbindung mit einander den für uns unbemerkbaren elektrischen Stoff ausmachen, können sowohl durch mechanische, als auch durch chemische Hülfsmittel von

einander getrennt und für uns wahrnehmbar gemacht werden.

1. Erregung der Elektricität durch Reiben.

Sie erfolgt, wenn zwei Körper gegen einander gestoſsen oder gerieben werden.

In allen Körpern wird dadurch Elektricität erregt; in Leitern kann sie sich aber natürlicherweise nicht ansammeln, wenn sie nicht auf Nichtleiter so aufgestellt werden, daſs der freie Durchgang der E nach dem Erdboden dadurch verhindert wird. Wird ein Leiter auf diese Weise aufgestellt, so heiſst er isolirt.

Am besten und reichlichsten wird die Elektricität durch das Reiben von Nichtleitern erregt, wenn man z. B. Glas oder Harz mit Wolle oder Haaren reibt.

Die Trennung der beiden Elektricitäten wird hierbei dadurch bewirkt, daſs z. B. das Glas beim Reiben die + E des reibenden Körpers aufnimmt, und dadurch die — E, welche vorher mit der + E in dem reibenden Körper verbunden war, sich in diesem ansammeln muſs. Wird Harz gerieben, so findet ein gleiches Verhalten statt, nur mit dem Unterschiede, daſs das Harz die — E des reibenden Körpers an sich zieht und daher die + E in diesem sich anhäuft.

Sind beide, sowohl der reibende, als der geriebene Körper, isolirt, das heiſst, so von Nichtleitern umgeben, daſs die in ihnen freigewordene E nirgends hin entweichen kann, so ist die Trennung des elektrischen Stoffes in + und — E unbedeutend; wird aber einer von beiden, gleichviel welcher, durch einen Leiter mit dem Erdboden in Verbindung gesetzt, so daſs die E desselben entweichen und der Trennung der elektrischen Materie nicht weiter entgegenwirken kann, so sammelt sich die entgegengesetzte E in dem andern Körper in gröſserer Menge an. Verbindet man beide Körper durch Leiter mit der Erde, so verschwinden die meisten Merkmale der erregten E, weil sie im Augenblicke der Erregung

von

von den Leitern aufgenommen und zur Erde zurückgeführt werden.

Stellt man einen isolirten Leiter an den elektrisirten Körper, so nimmt derselbe einen Theil der Elektricität des letztern auf, und wenn man mit einem Finger oder einem anderen leitenden Körper in seinen Wirkungskreis kommt, so bricht ein Funken hervor, womit die E des Leiters verschwindet und gleichsam durch den ableitenden Körper zur Erde zurückgeführt und wieder ins Gleichgewicht gesetzt wird.

Allein dieser Funke ist keine einfache Mittheilung der E des elektrischen Körpers an den ableitenden, sondern er besteht aus der + E des einen und aus der — E des andern Körpers, die in irgend einem Punkte des Abstandes, welchen der Funke zu durchfahren scheint, sich vereinigen und in Gleichgewicht setzen. Hat der Körper, welcher dem elektrischen Leiter nahe gebracht wird, eine gleichförmig abgerundete Oberfläche, so erscheint der Funke mitten zwischen beiden Körpern. Dieſs rührt daher, daſs in demselben Augenblicke, wo der elektrisirte Körper einen Ueberschuſs z. B. von + E fahren läſst, auch der nicht elektrisirte, der diesen Ueberschuſs zur Erde abzuleiten scheint, eine entsprechende Menge — E los läſst, daher beide E auf halbem Wege sich begegnen, ins Gleichgewicht setzen und für unsere Sinnen verschwinden. Daher wird der Funke im Vereinigungspunkte da abgebrochen, wo alle Erscheinungen von E aufhören.

Je mehr die Oberfläche abgerundet ist, desto leichter läſst sie die E fahren, so daſs, wenn man einen elektrisirten Leiter einem anderen, weniger abgerundeten, nicht isolirten Leiter nähert, der elektrische Funke zunächst bei dem letztern abgebrochen wird, weil aus ihm die E schwerer ausströmt. Vermindert man die Abrundung des einen Körpers bis zu einer Ebene, und zugleich den Durchmesser des anderen abgerundeten Körpers nach und nach so weit, daſs dieser zuletzt eine Spitze bildet; so wird man finden, daſs das Abbrechen des Fun-

kens sich dem abgeplatteten Körper immer mehr nähert, bis endlich, wenn man einer völlig ebenen Fläche eine Spitze entgegen hält, der elektrische Funke ganz verschwindet und beide E sich auf der ebenen Fläche selbst vereinigen. In diesem Falle erscheint die ausströmende positive Elektricität im Dunklen als ein röthlichblau leuchtender Lichtbüschel, die negative aber als ein kleiner leuchtender Stern.

Spitzen geben sonach stets Elektricität von sich, sie mögen übrigens selbst elektrisirt sein oder nur einem elektrischen Körper nahe gebracht werden, und können nicht Elektricität einsaugen, wie man früherhin sich vorstellte; daher eine Metallspitze, die man einem positiv elektrisirten Leiter, z. B. dem Conduktor einer Elektrisirmaschine, bis auf einen gewissen Abstand nähert, nicht von dem Conduktor + E einsaugt, sondern ihm — E zubläst, durch deren Vereinigung die Elektricität des Conduktors verschwindet. Man kann sich davon leicht überzeugen, wenn man zwischen der Spitze und dem Conduktor ein brennendes Licht hält, wo man das Blasen der Spitze auf die Flamme deutlich wahrnimmt. Dieses Blasen entsteht dadurch, daſs die Spitze die vor ihr befindliche Luft fortdauernd elektrisirt, und wenn diese gleiche E mit der Spitze angenommen hat, von letzterer abgestoſsen wird. Auf diesen Umstand gründen sich mehrere elektrische Spielereien, z. B. das elektrische Rad, die Windmühle u. a. m.

E l e k t r i s i r m a s c h i n e n nennt man diejenigen Vorrichtungen, vermittelst deren man die Elektricitäten durch Reiben erregen und sodann in isolirte Leiter sammeln kann.

Der Körper, welcher gerieben wird, ist gewöhnlich von Glas, entweder eine runde Scheibe, oder eine Kugel, oder am besten eine Walze, die sich auf einem Lederkissen reibt, auf welchem etwas Musivgold, oder ein Amalgam (aus 1 Theile Zink, 1 Theile Zinn und 2 Theilen Quecksilber, welches man mit ein wenig Fett zu einer Salbe zusammenreibt,) aufgestrichen wird. Nebenbei

wird an das Lederkissen noch ein Stück Wachstuch so befestigt, daſs es sich beim Reiben um die gläserne Walze herumlegt. Dieses Kissen heiſst das Reibezeug, Frottoir.

Der isolirte Leiter besteht gewöhnlich aus Messing, steht auf einem Glasfuſse und wird der Conduktor genannt. Je gröſser die Oberfläche des Conduktors im Verhältnisse zu seinem Umfange ist, desto bessere Dienste leistet er, und umgekehrt. Daher kann ein langer und dünner Conduktor mehr Elektricität aufnehmen und an sich behalten, als ein kurzer und dicker von gleichem Cubikinhalte. Die Elektricität scheint sich nämlich durchaus nach der Oberfläche zu richten und ein solider Conduktor kann daher nicht stärker elektrisirt werden, als ein hohler. Das von der Maschine abgewendete Ende des Conduktors muſs sich in eine ziemlich starke Kugel endigen, das der Maschine zugekehrte Ende aber, welches $\frac{1}{2}$ bis 1 Zoll vom Glase abstehen muſs, in eine oder mehrere Spitzen ausgehen.

Wird die Maschine gedreht und durch Reiben elektrisch, so nimmt der Conduktor gleiche Elektricität an, aber nicht dadurch, daſs er sie vom Glase an sich zieht, sondern dadurch, daſs die durch Reiben in der Maschine erregte + E durch die aus dem Conduktor entgegenströmende — E gesättiget, dabei aber eine entsprechende Menge + E in dem Conduktor frei wird.

Auſser den erwähnten Spitzen des Conduktors müssen alle andere Spitzen in der Nähe der Maschine vermieden werden, weil sie ihr sonst entgegengesetzte E zuführen und die Wirkung derselben aufheben.

Feuchte Luft leitet die Elektricität, trockene hingegen verstattet ihr keinen Durchgang. In feuchter Luft kann daher kein Körper isolirt werden, vielmehr hebt solche die Wirksamkeit der Elektrisirmaschine ganz oder doch zum gröſsten Theile auf.

Wenn man an einer Maschine sowohl das Reibezeug, als auch den Conduktor isolirt, so entwickelt sich nur eine ganz schwache Elektricität; wenn man aber das Rei-

bezeug mit dem Erdboden in Verbindung bringt, so fängt die Erregung der Elektricität an vor sich zu gehen, und der Conduktor nimmt bei gewöhnlichen Glasmaschinen + E an. Isolirt man umgekehrt das Reibezeug und bringt den Conduktor mit der Erde in leitende Verbindung, so wird das Reibezeug — elektrisirt, so daſs man auf diese Weise von einer gut eingerichteten Maschine nach Willkühr + und — E erhalten kann.

Wenn ein Nichtleiter, das heiſst, ein solcher Körper, welcher durch Reiben elektrisch werden kann, auf der einen Seite durch irgend einen Umstand freie Elektricität empfängt, so entweicht aus ihm auf der andern Seite, wenn er nicht aller ableitenden Gemeinschaft mit dem Erdboden beraubt (d. h. wenn er nicht isolirt) ist, eine eben so groſse Menge gleichartiger E. Es ist leicht einzusehen, daſs das Entweichen und Empfangen von E ganz und gar davon abhängt, ob der Körper selbst spitzig oder von Spitzen umgeben ist.

Sind die Seiten eines auf diese Weise elektrisirten Nichtleiters mit Metallplatten bedeckt, so äuſsert sich die Erscheinung noch stärker und deutlicher, und das um so mehr, je dünner der Nichtleiter ist. Wenn man z. B. eine neue, gehörig gereinigte und getrocknete Glasscheibe auf beiden Seiten mit Stanniol (Zinn, was bis zur Papierstärke ausgewalzt ist,) so belegt, daſs nach Verhältniſs der Gröſse der Scheibe ein breiterer oder schmälerer Rand des Glases von der Belegung frei bleibt, um die leitende Gemeinschaft zwischen beiden Belegungen zu unterbrechen, und man läſst dann auf die eine Seite z. B. + E einströmen; so findet man bei Annäherung eines Fingerknöchels an die andere Seite, daſs hier eben so viele + E entweicht. Dadurch sammelt sich nun auf der einen Seite ein Ueberschuſs von + E und auf der andern von — E. Stellt man dann eine leitende Verbindung zwischen den Metallbelegungen beider Seiten her, so springt ein heftig prasselnder Funke hervor, und wenn ein Mensch diese Verbindung mit den Händen bewirkt, so fühlt er eine starke Zuckung in dem Arm. Dieser sogenannte

elektrische Schlag oder Stofs entsteht dadurch, dafs die auf beiden Seiten des Nichtleiters angehäuften beiden Elektricitäten sich mit ausserordentlicher Heftigkeit ins Gleichgewicht setzen und zu dem unbemerkbaren elektrischen Stoffe verbinden. Mit ihnen zugleich verschwinden auch alle Spuren von Elektricität in der Scheibe.

Anstatt solcher mit Metallplatten belegter Glasscheiben bedient man sich auch gläserner Flaschen oder anderer gröfserer Glasgefäfse, deren äufsere und innere Seite, bis auf eine Breite von 2 bis 4 Zoll um die Oeffnung herum, welche frei bleibt, mit Stanniol oder Blattgold belegt wird. Die Oeffnung verschliefst man mit einem Kork, durch welchen ein starker Metalldrath geführt wird, der mit seinem untern Ende die innere Belegung der Flasche berührt, auf dessen oberes, aus der Flasche hervorstehendes Ende aber eine kleine Messingkugel aufgeschraubt wird. Eine solche Flasche nennt man eine Ladungsflasche (Leidener Flasche), und ihre Elektrisirung nennt man das Laden. Ein scheerenförmiges Instrument von Metalldrath, mit einem gläsernen Griffe, und an beiden vorderen Enden mit Kugeln versehen, womit man die äufsere und innere Belegung in Verbindung bringt, heifst ein Auslader. Stellt man mehrere dergleichen Ladungsflaschen so zusammen, dafs ihre äufseren Belegungen in leitender Verbindung mit einander stehen, und ihre inneren Belegungen auf einmal elektrisirt werden können; so wird diese Vorrichtung eine elektrische Batterie genannt. Ihre Ladung erfordert mehr Elektricität, allein ihr Schlag ist auch um so viel stärker. Ihre Wirkung läfst sich so verstärken, dafs man kleine Thiere, z. B. Hunde, Katzen u. d. m. damit tödten kann.

Jeder elektrische Schlag wird von Wärme begleitet; bei kleinen Ladungsflaschen ist dieselbe nicht bedeutend, doch aber hinreichend, um Naphta, Alkohol, Harz u. m. a. leicht entzündliche Körper anzuzünden. Mit gröfseren Batterien aber kann man Holz anzünden, Metalldrath glühen und schmelzen, und wenn er fein ist, bisweilen sogar das Metall augenblicklich ganz in Gas verwandeln.

Ein starker elektrischer Schlag, der durch Wasser geleitet wird, versetzt einen kleinen Theil davon augenblicklich in Gasgestalt, wodurch das übrige Wasser weit umher geworfen wird.

Bei diesen Versuchen verdient bemerkt zu werden, daſs die Elektricitäten im Augenblicke der Entladung, d. h. sobald sie aufhören sich als Elektricität zu äuſsern, als Licht und Wärme erscheinen, oder diese hervorbringen. Die Erscheinung des Feuers bei elektrischen Ausladungen wird nur dann wahrnehmbar, wenn der Körper, durch welchen die Entladung geschieht, im Verhältniſs der Menge von Elektricität, welche er entladet, eine geringe Capacität besitzt. Daher bemerkt man bei groſsen Ausladern keine Erhöhung der Temperatur; kleinere aber werden warm, und ganz feine werden, nach dem Grade ihrer Feinheit, glühend, schmelzen oder verwandeln sich in Gas. Das Feuerphänomen nimmt in demselben Verhältnisse an Intensität zu, als der entladende Körper für den Durchgang der Elektricitäten unzureichend ist, auf dieselbe Weise, wie ein Stückchen Feuerschwamm im Focus eines Brennspiegels entzündet wird, während ein unpolirtes Stückchen Eisen von einem oder mehreren Lothen in der Zeit, welche zum Anzünden des Schwammes erforderlich ist, durchaus nicht bis zu einem durch das Thermometer bestimmbaren Grade erwärmt werden kann.

Läſst man die Elektricitäten durch einige Kartenblätter, oder durch mehrfach zusammengelegtes Papier, oder auch durch eine dünne Glasscheibe *) sich entladen,

*) Glas läſst sich am besten durchlöchern, wenn man auf beiden Seiten einer dünnen Glasscheibe, von 3 bis 4 Zoll Durchmesser, mit etwas Wachs eine Stecknadel so befestiget, daſs die Spitzen beider Nadeln nach dem Glase zu gerichtet sind und einander ganz genau gegenüber stehen; oder auch, wenn man eine Flasche mit Oel füllt, und einen spitzigen, krumm gebogenen Metalldrath so hineinsteckt, daſs die Spitze desselben die innere Seite des Glases berührt, und dann äusserlich eine Metallkugel auf dieselbe Stelle hält. In beiden Fällen schlägt ein sehr mäſsiger Schlag ein Loch durch das Glas.

so entsteht auf der Stelle, wo der Schlag durchgeht, ein rundes Loch, dessen Gröſse nach der Menge der Elektricität verschieden ist. Das Papier wird dabei weder verbrannt, noch verkohlt, und das Glas nicht geschmolzen, sondern vielmehr in Pulver verwandelt, als ob es mit einer feinen Spitze durchstochen worden wäre. Dieſs scheint zu beweisen, daſs die Elektricitäten zu ihrem Durchgange eines Raumes bedürfen, und daher nichtleitende Körper, die ihnen im Wege liegen, wegräumen müssen.

Es ist bereits bemerkt worden, daſs die Elektricitäten nur auf der Oberfläche der Leiter sich verbreiten und vielleicht kaum in die Masse derselben eindringen; überzieht man daher einen Metalldrath mit geschmolzenem Siegellack, oder mit einem Lackfirniſs, welcher gut trocknet, oder schmelzt denselben in eine Glasröhre ein, und ladet dann einen starken elektrischen Schlag durch ihn aus, so springt der nichtleitende Ueberzug mit Heftigkeit davon ab. Auch dieser Versuch scheint zu beweisen, daſs die Elektricitäten zu ihrem Wege über die Oberfläche des Metalldraths eines Raumes bedürfen. Betrachtet man das Loch, welches die Elektricitäten durch Karten- oder Papierblätter schlagen, genau; so findet man, daſs es auf beiden Seiten einen erhabenen Rand hat. Dieſs scheint zu beweisen, daſs die Elektricitäten nicht in Einem Punkte entladen werden, sondern daſs von beiden Belegungen des geladenen Körpers ausgehende entgegengesetzte Ströme einander durchfahren.

Man hat einen schönen Versuch von Ekmark, um den Weg der Elektricitäten bei ihrer Entladung zu zeigen. Eine Glasscheibe wird auf der untern Seite mit Stanniol belegt, auf der oberen aber mit Schwefelblumen bestreut, die vorher wohl gewaschen und getrocknet worden sind. Auf die bepuderte Seite werden zwei gleich groſse geladene elektrische Flaschen, von welchen die äuſsere Belegung der einen positiv, die der andern aber negativ geladen ist, 3 bis 4 Zoll von einander gestellt, so daſs, wenn ihre inneren Belegungen mittelst eines isolir-

ten Ausladers in Verbindung gebracht werden, ein Funke zwischen den äuſseren Belegungen überspringt, der sie entladet. Nach der Entladung findet man rings um die Flaschen herum, in den Schwefelblumen die Figuren derjenigen Elektricität, welche der äuſseren Belegung einer jeden Flasche angehört hat, auf der Stelle aber, wo der Funke übergesprungen ist, sind alle Schwefelblumen weggefegt, und der Weg ist völlig rein. Dieser Weg ist übrigens von der positiven Belegung aus mit positiven, von der entgegengesetzten aus mit negativen Figuren eingefaſst, die aber nicht weit von dem Punkte, wo sie einander begegnen, ganz aufhören, und hier findet sich oft, wenn der Schlag hinlänglich stark gewesen ist, ein groſser runder Fleck, wo alle Schwefelblumen weggefegt sind, der von keinen Figuren umgeben ist, und wo die groſsen Massen der Elektricitäten sich zu 0 E vereiniget haben. Wenn man zu diesem Versuche Flaschen von verschiedener Gröſse anwendet, jedoch dieselben durch gleichviele Umdrehungen der Elektrisirmaschine, mit einer ziemlich gleichen Menge E ladet, so findet man den Ausladungspunkt immer näher bei der groſsen Flasche, deren Ladung die geringste Intensität besaſs.

Jeder elektrische Funke ist gewissermaſsen ein elektrischer Schlag; der Unterschied zwischen einem Funken des Conduktors und dem Entladungsfunken einer Flasche liegt bloſs in der Heftigkeit und in der Menge der Elektricität, welche beide in letzterm vielfach stärker sind. Der elektrische Funke besitzt daher ganz dieselbe Kraft, brennbare Körper zu entzünden und Wärme zu entwikkeln, nur im geringeren Grade.

Die Wirkungen des elektrischen Schlages auf unser Gefühl sind von sehr verschiedener Art. Eine vollgeladene kleine Flasche giebt einen weit stärkeren Schlag, als eine ganz geringe Ladung einer groſsen Batterie, obgleich zu dieser geringen Ladung eine vielfach gröſsere Menge Elektricität, als zur Ladung der kleinen Flasche verwendet worden ist. Dieſs kömmt daher, daſs unser Gefühl vorzüglich durch die Heftigkeit der Ausladung

angegriffen wird, die bei einer vollgeladenen kleineren Flasche bei weitem gröſser ist, als bei einer mehrere Male gröſseren, aber weniger geladenen Flasche. Die Entwickelung von Wärmestoff hingegen und die chemischen Zersetzungen richten sich mehr nach dem Umfange der belegten Oberfläche der Flasche, d. h. nach der Menge von Elektricität, welche diese aufzunehmen vermag, so daſs recht oft ein minder heftiger Schlag von einer Batterie Metalle schmilzt und Körper entzündet, welche von dem heftigsten Schlage einer kleinen Flasche keine Veränderung erlitten haben würden.

Die gröſste bis jetzt bekannte Elektrisirmaschine nebst zugehörigem Ladungsapparat ist die, unter van Marum's Aufsicht befindliche im Teylerschen Museum zu Harlem.

Aus der Eigenschaft der Nichleiter, Ladung anzunehmen, oder daraus, daſs wenn diese auf der einen Seite irgend eine E erhalten, die entgegengesetzte E auf der andern gebunden wird, lassen sich verschiedene andere, sehr sonderbare Erscheinungen der Elektricität leicht erklären. Wenn man z. B. an dem einen Ende eines isolirten Conduktors (*Taf.* 1. Fig. 4. AB) ein Paar Korkkügelchen C an einem Faden aufhängt, und dem anderen Ende eine durch Reiben elektrisirte Siegellackstange D nähert; so trennen sich die Kugeln von einander, fallen aber gleich wieder zusammen, sobald man die Lackstange wegzieht, ohne daſs der Conduktor die mindeste Spur von E behält. Der Conduktor hatte folglich keine E von der Siegellackstange erhalten, ungeachtet die Kugeln einander abstieſsen. Dieſs kommt daher, daſs die kleine Luftschicht ab zwischen dem Siegellack und dem Conduktor ein Nichtleiter ist, welcher, wenn er auf der einen Seite a von dem Siegellacke — E erhält, auf der anderen Seite b + E bindet. Diese muſs er von dem Conduktor entnehmen, dessen elektrischer Stoff dadurch zerlegt wird in + E, welche von der Luftschicht gebunden wird, und in — E, welche sich frei im Conduktor äuſsert und die Korkkugeln zwingt, sich von einander zu entfernen.

Nimmt man die Siegellackstange und damit zugleich die — E von der Seite a der Luftschicht hinweg, so hört der Ladungszustand der Luft auf, die + E im Conduktor wird nicht mehr gebunden, sondern mit — E wieder zum unbemerkbaren Elektricum vereiniget. Wenn man aber, während dessen man die Lackstange an den Conduktor hält und die + E des Letztern von der Luftschicht in b gebunden wird, den Conduktor mit einem Finger berührt, so geht seine freie — E fort und die Kugeln fallen wieder zusammen. Nimmt man aber nun die Siegellackstange wieder weg, so wird die elektrische Ladung der Luftschicht dadurch, daſs man ihr die — E in a entzieht, zerstört; die + E, welche vorher gebunden war, wird frei, die Kugeln stoſsen sich wieder ab, und der Conduktor wird durch diejenige + E elektrisch, welche, während das Siegellack ihm nahe war, durch den Finger von ihrer — E getrennt wurde.

Diese Erscheinung hat Anlaſs zu der Untersuchung gegeben, auf welche Weise die Elektricität fortgepflanzt wird, ob dieſs nämlich durch einen zusammenhängenden Strom, oder durch Theilung der Elektricitäten geschieht, wodurch in dem leitenden Körper Zonen von getheilter Elektricität entstehen, so daſs, wenn z. B. + E durch einen Metalldrath strömen soll, durch die Einwirkung dieser + E in dem Drathe eine Menge Zonen gebildet werden, welche + E und — E in getrenntem Zustande enthalten, und in welchen die — E der ersten Zone die + E der nächsten Zone sättiget, die dadurch frei werdende + E dieser Zone mit der — E der folgenden sich vereiniget und so fort, bis endlich die + E der letzten Zone übrig bleibt, die nunmehr den ganzen Metalldrath durchlaufen zu haben scheint, ungeachtet sie sich nicht weiter, als die Theilung in Zonen erforderte, fortbewegt hat.

Mehrere Umstände deuten darauf hin, daſs eine solche Theilung in Zonen wirklich statt finde, was besonders bei Halbleitern und Nichtleitern bemerkbar wird.

Inzwischen giebt es dennoch auch Phänomene, welche durch eine solche Theilung in Zonen allein nicht erklärt werden können, z. B. das leichtere Ausströmen der Elektricität durch Spitzen; ihr leichterer Durchgang durch verdünnte Luft und durch den luftleeren Raum; die Eigenschaft gewisser Halbleiter, welche die eine Elektricität leichter durchlassen, als die andere; die Löcher, welche die entladene Elektricität (durch dünne Körper etc.) schlägt, — die sowohl für eine Theilung in Zonen, als für ein Durchfahren von entgegengesetzten Strömen zu sprechen scheinen.

Das Elektrophor.

Hierauf gründet sich die Lehre von einer anderen Art Elektrisirmaschine, die man Elektrophor nennt. Sie besteht aus einer dünnen Harzscheibe, die auf einen Teller von Messing- oder Eisenblech gegossen ist. Schlägt man diese Scheibe mit Katzenfell, oder irgend einem wollenen Zeuche, so wird die obere Fläche negativ elektrisch, die untere, dem Metallteller zugekehrte Seite aber *positiv*, insofern der Teller in leitender Verbindung mit der Erde steht, und an diese eben so viele + E absezzen kann, als durch das Reiben der anderen Seite des Harzkuchens — E erregt wird. Auf Taf. 1. Fig. 5. mag z. B. AB den Harzkuchen des Elektrophors, CD aber den Messingteller vorstellen, auf welchen er gegossen ist. Die obere Seite des Kuchens mag ferner — E, die untere Seite aber + E empfangen haben, und der Teller CD, wie der Conduktor in den vorigen Versuchen, isolirt sein. Seine elektrische Materie muſs sich dann trennen in — E, welche durch die + E der unteren Seite des Harzkuchens gebunden, und in + E, welche frei wird. Legt man nun eine Metallscheibe EF auf die obere Seite des Kuchens, so muſs ihre elektrische Materie sich auf gleiche Weise theilen, nämlich in + E, welche mit der — E des Harzkuchens sich verbindet, und in — E, welche frei wird. Stellt man dann mit

dem Finger eine leitende Verbindung zwischen C und E her; so fühlt man einen Stofs in der Hand, weil sich die freie + E des Tellers mit der freien — E der Metallscheibe verbindet, und alle Zeichen der Elektricität des Elektrophors hören auf. Wenn man aber die Metallscheibe EF mittelst eines Nichtleiters, z. B. an dem gläsernen Griffe G, vom Harzkuchen aufhebt, so wird die + E der ersten nicht mehr an die — E des letztern gebunden, sondern frei und die dadurch positiv elektrisch gewordene Metallscheibe theilt den ihr genäherten Körpern + E mit. — Ist der Teller des Elektrophors CD nicht isolirt, so entweicht seine freigewordene + E und theilt sich der Erde mit; berührt man dann die Metallscheibe EF, so entweicht ihre — E mit einem Funken, während ihre + E von der — E des Kuchens zurückgehalten wird.

Diese mit einem Glasgriffe versehene Metallscheibe nennt man den Deckel oder die Trommel des Elektrophors. Sie mufs wohl abgerundet und ohne alle Spizzen sein. Legt man den Deckel, nachdem ihm seine + E entnommen ist, wieder auf den Kuchen; so geht dieselbe Theilung der Elektricitäten von neuem vor sich. Entladet man den Deckel mit dem Finger und hebt ihn dann vom Harzkuchen auf, so erhält man wieder + E; dabei giebt der Deckel jedesmal einen Funken, und man kann durch Wiederholung dieses Verfahrens Flaschen laden, und damit einen grofsen Theil der elektrischen Erscheinungen darstellen, die man mit der gewöhnlichen Elektrisirmaschine hervorbringt.

Da der Harzkuchen bei diesem Elektrisiren keine E verliert, sondern ihre Erscheinung einzig und allein von der Theilung der elektrischen Materie des Deckels herrührt; so ist diese Art Maschinen fortwährend elektrisch und hat daher von ihrem Erfinder, Volta, den Namen *Elettroforo perpetuo* (immerwährender Elektricitätsträger) erhalten. — Hat der Deckel Spitzen oder Ecken, so wehen diese der Oberfläche des Harzkuchens entgegengesetzte

Elektricität zu und zerstören dadurch dessen elektrische Kraft.

Die Art und Weise, wie die elektrischen Erscheinungen, bloſs durch Zertheilung der elektrischen Materie der Körper und ohne Mittheilung, fortdauernd unterhalten werden können, muſs man sich so vorstellen, daſs das Electricum von allen Körpern geleitet wird, daſs ferner Leiter und Nichtleiter nur dessen Bestandtheile, + E oder — E, fortleiten, so daſs ein Körper, wenn er durch die Zertheilung seines natürlichen elektrischen Stoffs einen Theil desselben einbüſst, von seinen Umgebungen wieder eine neue Menge davon aufnimmt, wodurch der elektrische *Stoff* allenthalben im Gleichgewichte erhalten wird.

Die beste Harzmasse zum Kuchen des Elektrophors wird aus 10 Theilen Gummilack, 3 Theilen Harz, 2 Theilen venetianischen Terpenthin, 2 Theilen Wachs und $\frac{1}{2}$ Theile Pech gemacht. Ein dünner Kuchen giebt mehr Elektricität, als ein dicker. Groſse Elektrophore leisten selten soviel, als sie kosten, und sind schwer zu handhaben.

Condensatoren.

Auf gleichen Grundsätzen, wie das Elektrophor, beruht auch ein anderes elektrisches Instrument, welches man Condensator (Electricitäts-Sammler) nennt, weil es dazu dient, kleine Mengen Elektricität, die sonst nicht auf das Elektrometer wirken würden, auf einer kleineren Oberfläche zusammenzuhalten. Es besteht aus zwei ebenen Metallscheiben, welche, zur Verhütung aller Ableitung, rund und gut polirt sein müssen. Auf die untere Scheibe (Taf. 1. Fig. 6.) ABCD, tröpfelt man am Rande herum 3 Tropfen Siegellack a, b, c, die gleichweit von einander abstehen und von einerlei Höhe sein müssen. Auf diese legt man sodann die andere Scheibe, wie in Fig. 7. CD auf AB. Zwischen diesen zwei Scheiben, welche folglich keine leitende Gemeinschaft mit einander haben, ruht nun eine Luftschicht, die eines gewis-

sen geringen Grades von elektrischer Ladung fähig ist, auf dieselbe Weise, wie ich oben bei dem Versuche mit den Korkkugeln am Conduktor (Fig. 4.) gezeigt habe. Der Körper, dessen Elektricität man untersuchen will, wird nun in Berührung mit CD gebracht, während man AB mit dem Finger oder mit irgend einem andern Leiter berührt. Dadurch wird die, der Scheibe CD zugekehrte, Seite der Luftschicht mit der Elektricität des untersuchten Körpers geladen, während ihre entgegengesetzte Seite durch die Scheibe AB und den Finger die gleichnamige Elektricität von sich giebt, und dabei die entgegengesetzte Elektricität auf der unteren Seite der Luftschicht bindet. Hebt man nun die Scheibe CD empor, die zu diesem Behufe mit einem gläsernen Griffe E versehen sein muſs; so wird die Ladung der Luft zerstört, und alle Elektricität, welche dem untersuchten Körper durch CD zu dieser Ladung entzogen wurde, wird nunmehr in der kleinen Metallscheibe auf einmal frei, und kann mit dem Elektrometer entdeckt werden.

Auf diese Weise kann man die Erregung der Elektricität bei chemischen Arbeiten entdecken, die auſserdem nicht wahrnehmbar sein würde; wenn man z. B. einen Stahldrath, um ihn mit einem isolirenden Handgriffe zu versehen, in der Mitte mit Siegellack überzieht, dann das eine Ende desselben in eine Lichtflamme, oder in glühende Kohlen, oder in ein Glas steckt, welches ein Gemenge von Zink oder Eisen mit etwas Säure und Wasser, welche das Metall auflösen, enthält, und dann das andere Ende auf die Scheibe CD bringt, indem man AB zugleich mit dem Finger berührt, so findet man nach einigen Secunden, daſs der Drath, wenn man ihn wegnimmt und CD emporhebt, elektrisch geworden ist. Die Elektricität, welche bei dem chemischen Prozesse, aus welchem die Verbrennung oder Auflösung besteht, frei wird, und die in jedem Augenblick zu unbedeutend war, um auf das Elektrometer merklich wirken zu können, hatte sich bei diesem Versuche in CD gesammelt und die Luftschicht geladen, wurde aber, als man CD

aufhob und die Ladung zerstörte, auf einmal frei und bemerkbar.

Man hat mehrerlei Arten von Condensatoren, und der hier beschriebene ist zwar nicht der beste und empfindlichste, aber doch der einfachste. Die Beschreibung desselben ist hier hauptsächlich deshalb gegeben worden, um einen theoretischen Begriff von dieser Art von Instrumenten zu geben, deren richtige Anwendung übrigens verschiedene Kenntnisse und große Uebung erfordert, wozu ein chemisches Lehrbuch keine Anleitung geben kann.

2. Erregung der Elektricität durch Veränderung der Temperatur.

Je mehr wir die elektrischen Erscheinungen kennen lernen, desto mehr Anlaſs erhalten wir zu der Vermuthung, daſs die Elektricitäten sich in keinem Körper in völligem Gleichgewichte befinden, wiewohl ihre Vertheilung für unsere äuſseren Sinnen so lange unbemerkbar bleibt, *bis sie* durch irgend einen Umstand so vermehrt *wird, daſs* wir sie wahrnehmen können. Wir werden einige von den Umständen durchgehen, welche die ursprüngliche elektrische Vertheilung bemerkbar zu machen scheinen, und dabei zuerst von der Temperatur-Veränderung sprechen.

Gewisse krystallisirte Körper des Mineralreichs haben die Eigenschaft, daſs sie durch Erwärmen, und so lange die Erwärmung fortdauert, elektrisch werden, dann aber, wenn die Temperatur auf einen gewissen Stand kommt, die Elektricität wieder verlieren, daſs jedoch diese wieder von neuem zum Vorschein kommt, wenn der Körper wieder erkaltet. In diesem Falle häufen sich die entgegengesetzten Elektricitäten in zwei entgegengesetzten Punkten des Krystalls an, die an dessen Endspitzen liegen, so daſs die elektrische Axe mit der Krystall-Axe zusammenfällt, was selbst dann der Fall ist, wenn bei dem angewendeten Stücke diese Axe von geringerer Dimension,

als der Durchmesser des Queerschnitts ist. Die beiden entgegengesetzten elektrischen Punkte nennt man die elektrischen Pole und einen auf diese Weise elektrisirbaren Körper elektrisch-polarisch.

Man hat gefunden, daſs der Punkt, in welchem durch Erwärmung + Elektricität entsteht, beim Erkalten zum — Pole wird. Wenn man einem elektrisch-polarischen Körper kleine Papierschnittchen oder andere leichte Körper nahe bringt, so werden dieselben von den Polen angezogen und sammeln sich rund um dieselben herum; oder sie werden auch wohl, wenn die Elektricität stark ist, von den Polen wechselsweise angezogen und abgestoſsen. Dieſs ist in höherem oder minderem Grade bei mehreren Mineralien der Fall, z. B. bei den verschiedenen Arten des Turmalins, dem Mesotyp, Topas, Prehnit, u. m. a. Der Umstand, daſs die elektrische und die Krystallisations-Axe zusammenfallen, scheint zu beweisen, daſs die Eigenschaft, elektrisch zu werden, von einer elektrischen Polarität der kleinsten Theilchen herrühre und daſs diese Polarität höchst wahrscheinlich an der Bildung der regelmäſsigen Krystall-Gestalten Antheil gehabt habe.

Verschiedene erstarrende oder schmelzende Körper entwickeln, während dieser Veränderung ihrer Aggregationsform, eine groſse Menge Elektricität; wenn z. B. Wasser in einer elektrischen Ladungsflasche, deren äuſsere Belegung nicht isolirt ist, schnell zu Eis erkaltet wird, so erhält die Flasche, nach Grotthuſs's Versuchen, eine schwache Ladung; die innere Belegung wird nämlich positiv, die äuſsere negativ elektrisch. Wird das Wasser schnell aufgethaut, so wird in umgekehrter Ordnung die innere Belegung negativ und die äuſsere positiv. Gerinnendes Wachs und Chokolade werden oft beim Erstarren so elektrisch, daſs sie leichte Körperchen anziehen. Wenn eine Flüssigkeit verdunstet, wird der luftförmige Theil derselben negativ, der noch flüssige aber positiv elektrisch; umgekehrt wird bei Condensirung eines Gases der condensirte Theil negativ und der noch gasförmige positiv elektrisch. Es ist jedoch schwierig diese Versuche so anzu-

zustellen, daſs die frei werdenden Elektricitäten entdeckt und erkannt werden können.

3. Erregung der Elektricität durch wechselseitige Berührung verschiedenartiger Körper.

Mannigfaltige Erfahrungen haben uns gelehrt, daſs, wenn zwei isolirte verschiedenartige Körper mit einander in Berührung gebracht und dann wieder von einander getrennt werden, der eine freie + E und der andere freie — E besitze, die sich nicht frei offenbarten, als die Körper noch mit einander in Berührung waren. Die natürliche *Beschaffenheit* der sich berührenden Körper bestimmt dabei *sowohl* den Grad der elektrischen Vertheilung, als *auch* die Art der Elektricität, welche in jedem der beiden Körper frei wird.

Der Grad der elektrischen Vertheilung scheint, unter übrigens gleichen Umständen, von dem Grade der chemischen Verwandtschaft dieser Körper abhängig zu sein, so daſs sie bei starken Verwandtschaften ebenfalls stark, bei schwächeren aber unbedeutend oder gar null ist. Die *Art der Elektricität* hingegen, die in einem Körper frei wird, beruht auf seiner chemischen Natur. So wird z. B. unter den brennbaren Körpern derjenige, welcher durch Oxydation das stärkste alkalische Oxyd bildet, (d. h. dessen Oxyde die gröſste Verwandtschaft zu den Säuren im Allgemeinen besitzen) — positiv elektrisch, der andere aber negativ, sein Oxyd mag sich übrigens ebenfalls mit Säuren vereinigen können oder auch selbst eine Säure sein. Sind die in Berührung kommenden Körper bereits oxydirt, so gilt dasselbe. Die Körper, welche am besten zu diesen Versuchen sich eignen und auch am meisten dazu benutzt werden, sind Zink und Kupfer, oder Zink und Silber. Von ihnen giebt Zink das stärkste alkalische Oxyd und nimmt daher auch stets positive Elektricität an.

Man kann sich sehr leicht durch einen eigenen Versuch von der durch Berührung erregten Elektrici-

tät überzeugen, wenn man ein Zinkplättchen und eine Silber- oder Kupfermünze nimmt, an jedes einen isolirten Griff (z. B. von Siegellack) befestiget, und beide zusammenführt, dann aber wieder trennt, wo man mit Hülfe des Condensators am Zink + E, am Silber oder Kupfer aber — E bemerken wird. Gepulverte Körper siebt man durch ein Sieb von Silberdrath. Das Pulver wird durch die Berührung des Silberdraths elektrisch, und wenn man es auf einer, auf der untern Seite belegten, Glasscheibe auffängt, so kann dessen Elektricität vermittelst des Condensators untersucht werden.

Die Ursache, warum Körper durch Berührung elektrisch werden, kennt man noch nicht mit völliger Gewiſsheit. Wenn es richtig ist, in allen Körpern einen gewissen Grad von Elektricität im Vertheilungszustande anzunehmen, und wenn dieser Zustand auf der elektrischen Polarität der kleinsten Theilchen beruhet; so muſs die beschriebene Erscheinung ihren Grund darin haben, daſs die Metalle im Augenblicke ihrer Berührung einen Theil ihrer entgegengesetzten Elektricitäten (nämlich der — E des Zinks und der + E des Silbers) sättigen, wo dann bei der Trennung im Zink + E und im Silber — E frei wird, ungefähr so, wie beim Aufheben des Deckels vom Harzkuchen des Elektrophors. Ich werde in der Folge Versuche anführen, welche dieses Verhalten zu bestätigen scheinen.

Wenn die durch Berührung erregte Elektricität das Ladungsmittel für Nichtleiter, Halbleiter oder schlechte Leiter wird, so entstehen, nach der verschiedenen Natur und Zusammenstellung der geladenen Körper, mancherlei verschiedenartige elektrische Erscheinungen.

A) Wenn man einen Nichtleiter, z. B. eine ganz dünne Scheibe von Glas, Harz, Schwefel, Taffet, oder dergleichen, auf der einen Seite mit einer dünnen Zinkscheibe, auf der andern mit einer Silberplatte belegt und mehrere solche Schichten so über einander stellt, daſs die Silberseite der einen Schicht auf die Zinkseite der andern zu liegen kommt, so wird die nichtleitende Scheibe durch

die Berührungs-Elektricität in einem geringen Grade geladen; diese Ladung ist jedoch so schwach, daſs sie nicht eher bemerkbar wird, als bis man 15, 20 bis 30 solche belegte Scheiben zusammenstellt. Bringt man die äuſseren Belegungen der obersten und untersten Metallplatten durch einen Metalldrath in Verbindung; so entladet sich die Elektricität: es dauert aber dann eine kleine Weile, bis die Platten wieder eine neue Ladung annehmen. Die Ursache dieses Verzugs liegt in der Langsamkeit, womit sich die Elektricitäten, bei einer so schwachen Kraft, wie die Berührungs-Elektricität ist, durch Nichtleiter vertheilen.

Der Grund, warum mehrere zusammengelegte Scheiben eine höhere Intensität der Ladung hervorbringen, ist darin zu suchen, daſs wenn zwei belegte Scheiben zusammengelegt und durch Berührung ihrer, einander zugekehrten inneren Seiten elektrisch werden, ihre äuſseren Belegungen zugleich freie Elektricität empfangen. Wird nun eine dritte Scheibe mit der entgegengesetzten Belegung darauf gedeckt, so wird diese nicht allein durch die in der Belegung der zweiten Scheibe frei gewordene Elektricität, sondern auch von dem neuen Antheil derselben geladen, welche durch die Berührung des 2ten und 3ten Paares der ungleichartigen Metallplatten erregt wird, und daher wird die Ladung aller drei Paare stärker, als bei den ersten zwei Paaren; legt man eine vierte Scheibe darauf, so nimmt diese nicht nur die freie Elektricität der oberen Belegung der dritten Scheibe auf, sondern erhält auch noch die zwischen dieser und ihrer eigenen Belegung erregte Berührungs-Elektricität, und es entsteht dadurch eine gröſsere Vertheilung von E in jeder der vier Scheiben, als vorher bei dreien statt fand. Auf diese Weise wird die Intensität der Ladung mit jeder neu hinzugefügten Scheibe vermehrt. Es wirken also hier Ursachen, welche denjenigen ganz analog sind, vermöge deren ein Magnet über einem Ambos oder einer anderen groſsen Eisenmasse ein gröſseres Stück Eisen, als auſserdem, trägt, und dasselbe fallen läſst, sobald man den

Ambos wegzieht, wie weiter unten bei der Lehre vom Magnetismus gezeigt wird.

B) Wählt man statt der Nichtleiter, Halbleiter, so entstehen gleiche Ladungs-Phänomene; nur wird die Ladung in wenigen Augenblicken nach der Entladung wieder hergestellt, weil die Vertheilung der Elektricitäten in den belegten Halbleitern mit weit gröfserer Schnelligkeit als in den vorher erwähnten Nichtleitern vor sich geht. Wenn man 1 bis 1½ Zoll grofse Scheiben von Papier, welches mit ächtem Blattsilber belegt ist, und dann gleich grofse Platten von Zinkfolie (bis zur Papierstärke ausgewalztes Zinkblech) ausschneidet, und diese Zinkplatten so zwischen die Silberpapierscheiben legt, dafs die Silberseite der letztern stets nach einerlei Richtung gekehrt ist; so erhält man eine ähnliche Vorrichtung, wie die oben beschriebene, nur mit dem Unterschiede, dafs hier das Papier der Körper ist, welcher die Ladung annehmen soll. Um die Ladungs-Phänomene eines solchen Apparats bemerkbar zu machen, mufs man 600 bis 1000 Paar Scheiben, und mehr, über einander legen, und sie gelind zusammenpressen, damit das Papier mit dem Zink gehörig in Berührung kommt. Man pflegt diese Scheiben mit einem Cylinder oder Futteral von Glas zu umgeben, welches an beiden Enden mit luftdicht aufgekitteten Messingkappen und mit Metallknöpfen versehen ist, welche mit der äufseren Belegung der obersten und untersten Papierscheibe in unmittelbarer Berührung stehen. Der eine dieser Knöpfe ist dann fortdauernd positiv, der andere beständig negativ. Hat man mehrere dergleichen Säulen, und stellt solche so zusammen, dafs sie einander mit den entgegengesetzten Polen berühren, so wird die Intensität ihrer Erscheinungen um ein Bedeutendes vermehrt.

Man hat solche Säulen auf mancherlei Weise zusammengesetzt, z. B. mit Schichten von trockener Stärke zwischen Platten von Zink und Silber; man hat ferner Scheiben von unächtem Goldpapier (worin der Zinkgehalt des unächten Goldes die Stelle der Zinkfolie vertritt) mit

einem Gemenge von Honig und feingeriebenen Braunstein bestrichen, welcher letztere, wie alle Superoxyde, durch seinen Ueberschuſs an Sauerstoffgehalt gegen alle brennbare Körper negativ ist und hier das Blattsilber ersetzt. Man hat diese Säulen mit geschmolzenem Harz oder Schwefel überzogen; aber alle dergleichen Säulen sind weit schwächer und verlieren ihre Wirksamkeit viel eher, als die oben beschriebenen.

Bringt man die Pole einer solchen Säule in eine leitende Verbindung, so entsteht eine Entladung, die sich im nächsten Augenblicke wiederholt, weil die Metallplatten der Säule durch ihre Berührung fast augenblicklich einander wieder laden. Dessen ungeachtet entsteht, wenigstens bei den kleineren bis jetzt benutzten Apparaten, dabei kein fühlbarer Stoſs oder Schlag, und wenn die Entladung durch Flüssigkeiten geschieht, so werden diese nicht merklich verändert oder zerlegt. Doch wird behauptet, daſs diese Säulen, wenn die dazu angewendeten Papierscheiben 3 bis 6 Zoll Durchmesser haben, und auf ihrer ganzen Oberfläche belegt sind, schwache chemische Wirkungen hervorbringen sollen, denen ähnlich, von welchen ich weiter unten ausführlicher sprechen werde. Zamboni versichert, daſs Säulen von 2000 Platten bei der Entladung Funken geben können, welche 1 Linie lang und bei Tage sichtbar sind. Er giebt an, daſs diese Funken sogar bis zu $\frac{1}{2}$ Zoll Länge erhalten werden können, wenn der Polknopf, welchem sie entlockt werden, gut isolirt und in ein Glas eingeschlossen ist, worin die Luft trocken erhalten wird.

Die merkwürdigste Erscheinung, die man mit diesen Säulen bisher hervorgebracht hat, ist die, daſs das Ende einer, an einer leicht beweglichen Axe senkrecht aufgehängten, isolirten, dünnen Nadel zwischen den Polknöpfen zweier in geringer Entfernung von einander aufgestellten Säulen fortdauernd hin und her schwingt. Die Säulen entladen sich nämlich durch die oscillirende Nadel, erhalten diese dadurch in unaufhörlicher Bewegung und bilden so eine Art von *perpetuum mobile.* Auch hat man

an den Polen isolirte Glöckchen angebracht, und zwischen diesen eine kleine leichte und hohle Metallkugel aufgehängt, welche, durch Entladung der Säule in Bewegung gesetzt, zwischen den Glocken hin und her schwingt und ein Geklingel hervorbringt, welches in manchen Fällen mehrere Monate ununterbrochen fortdauert. Bisweilen hört es auf, fängt aber nach einiger Zeit von selbst wieder an.

Man hat geglaubt, daſs die Ladungs-Intensität dieser Säulen von dem elektrischen Zustande der Luft abhinge, und daſs die Anzahl der Schwingungen der beschriebenen Nadel binnen eines gegebenen Zeitraumes über die Luft-Elektricität Aufschlüsse geben könne. Allein neuere, mit gröſserer Genauigkeit angestellte Versuche haben dargethan, daſs die beobachteten Unterschiede in den Schwingungen ihren Grund theils in den Temperatur-Veränderungen, theils in der ungleichen Feuchtigkeit der Luft haben, wodurch sowohl die elektromotorische Kraft der Säule, als auch die elektrische Intensität ihrer Pole verändert wird, je nachdem die mehrere oder mindere Trokkenheit die Luft mehr oder weniger isolirt.

Es ist behauptet worden, daſs die Erscheinung des Ladens dieser elektrischen Apparate von Feuchtigkeit im Papiere herrühre; allein Jäger hat gezeigt, daſs dergleichen Säulen, wenn sie auch nach vollkommener Austrocknung weniger bedeutende Spuren von Elektricität bei der gewöhnlichen Temperatur der Luft äuſsern, weil das Papier in einen Nichtleiter verwandelt worden ist, dennoch bei höherer Temperatur, z. B. zwischen + 40° und 60°, ihre erste elektrische Ladung wieder erlangen, und wieder völlig so stark elektrisch werden, als wenn bei der gewöhnlichen Luft-Temperatur das Papier nicht vollkommen ausgetrocknet ist; und dieſs ist selbst dann der Fall, wenn die Säulen in Futterale eingeschlossen sind, die keine Feuchtigkeit durchlassen. Die Ursache dieser Erscheinung scheint darin zu liegen, daſs warmes und trokkenes Papier ein Halbleiter, wasserfreies und kaltes Papier hingegen ein Nichtleiter ist.

Man hat gefunden, daſs die Wirksamkeit dieser Säu-

len nach längerer Zeit abnimmt und endlich ganz aufhört. Die Ursache davon ist noch nicht ausgemittelt, dürfte aber wohl in der Veränderung liegen, welche die unausgesetzten elektrischen Ladungen in der Zusammensetzung des Papiers hervorbringen, oder in der Oxydation der Metalle, oder in einem ähnlichen Umstande, da es nicht in der Theorie begründet zu sein scheint, dafs die Wirksamkeit dieser Säulen nothwendig aufhören müsse.

C) Wir kommen nunmehr zu den merkwürdigsten Erscheinungen, welche die Berührungs-Elektricität hervorbringt. Wenn man, anstatt der erwähnten *festen* Nichtleiter oder Halbleiter, ein Liquidum anwendet, welches die Elektricität leitet, so nehmen die Wirkungen der elektrischen Vertheilung auf eine höchst erstaunenswürdige Weise zu. Nimmt man z. B. ein Stück Silbergeld (Taf. I. Fig. 11.) AB, und ein gleich grofses Stückchen Zink CD, und legt, wie die Fig. zeigt, das eine auf, das andere aber unter die Zunge, so fühlt man, wenn beide Metallscheiben vor der Spitze der Zunge sich berühren, auf dieser einen brennenden Geschmack, der beim Zinke an das Saure gränzt, beim *Silber* aber unbestimmter ist. Dieser Geschmack hört auf, wenn man die Metalle von einander trennt, d. h. wenn sie nicht durch Berührung elektrisch sind. Hierbei ist die Feuchtigkeit der Zunge das Mittel, durch welches die Metalle ihre freien entgegengesetzten Elektricitäten, und, wenn ich so sagen darf, ihre Ladungskraft ausüben, und die Folge dieser Ladung ist, aufser dem Gefühle, welches der Durchgang der Elektricitäten in den Nerven verursacht, eine Veränderung in der Feuchtigkeit selbst, kraft deren gewisse Bestandtheile derselben sich nach dem Silber, andere nach dem Zinke hin ziehen, wie weiter unten gezeigt werden wird. Legt man ein Stückchen Zink auf die innere Seite der einen Wange und eine Silbermünze auf die innere Seite der anderen Wange, und verbindet dann beide Metalle nach aufsen zu mittelst eines Silberdraths mit einander, so empfindet man im ersten Augenblicke der Berührung einen Lichtschein im Auge,

der aber schnell wieder verschwindet, während das brennende Gefühl in der Nähe der Metalle eine fortdauernde Ausladung zu erkennen giebt. So oft man die unterbrochene Leitung mittelst des Draths wieder herstellt, erscheint auch der Blitz im Auge wieder, der nichts anders ist, als die Wirkung der ersten Heftigkeit der elektrischen Entladung, die sich bis zu den Sehnerven erstreckt und von der Seele als Licht empfunden wird, weil alle Eindrücke auf diese Nerven die Empfindung des Lichts hervorbringen, selbst wenn sie bloſs mechanisch sind, wie z. B. Stöſse ins Auge, Reiben desselben u. s. w.

Während die Flüssigkeit auf diese Weise durch Entladungen der freiwerdenden Elektricität der Metalle afficirt wird, wirkt die Ursache der Vertheilung der Elektricitäten durch die Berührung unausgesetzt fort, d. h. es findet zwischen den Metallen selbst eine beständige Ausladung statt, durch welche sie immer von neuem wieder elektrisch werden.

Wollaston hat durch einen höchst sinnreichen Versuch diese Ausladungen auf eine ganz unerwartete Weise dargethan. Glücklicher Weise war ich selbst bei diesem Versuch zugegen, der einen jeden, welcher ihn zum ersten Male sieht, nothwendig in Erstaunen setzen muſs. Das Werkzeug selbst, dessen er sich dazu bediente, war ein kupferner Nähring, wie ihn die Schneider zu brauchen pflegen, welcher so zusammengedrückt war, daſs er eine sehr ins lange gezogene Ellipse bildete. In diesen Ring war eine Zinkscheibe durch Siegellack so befestiget, daſs sie mit demselben auſser aller leitenden Gemeinschaft stand, und beide Metalle waren mittelst eines, vom Ringe hervorstehenden kleinen metallenen Griffs, durch ein kurzes, schmales und bis zur höchst möglichen Dünne ausgestrecktes Platinstreifchen mit einander verbunden. Wenn man nun diesen kleinen Apparat bis zu $\frac{3}{4}$ seiner Höhe in verdünnte Salzsäure eintauchte, und die Berührungs-Elektricität des Zinks und Kupfers durch diese stark leitende Flüssigkeit schnell entladen wurde, so erfolgte in dem Berührungspunkte der Metalle die Vereinigung der

entgegengesetzten Elektricitäten, durch welche die Berührungs-Elektricität entsteht, mit einer solchen Heftigkeit, daſs das kleine Platinstreifchen, welches den Berührungspunkt der Metalle bildete, wie ein Feuerfunken glühte, so daſs man *Schwamm* daran anzünden konnte. Ein glücklicher Erfolg dieses Versuchs ist noch gewisser, wenn man den Apparat gröſser macht; allein weil die Theorie voraussagt, daſs er auch im Kleinen gelingen müsse, so hatte Wollaston sich vorgesetzt, die Richtigkeit der theoretischen Ansicht durch seinen Versuch zu bestätigen.

Durch diesen Versuch wird folglich erwiesen, daſs, während die durch Berührung entstandene Elektricität durch die Flüssigkeit entladen wird, dieselbe eben so *schnell* durch die fortdauernde Entladung zwischen den Metallen in dem Berührungspunkte wieder erregt wird, und daſs daher in diesem kleinen Apparate das Elektricum, (wenn dieses übrigens etwas anderes, als eine unsere Vorstellungen erleichternde, eingebildete Idee ist) unaufhörlich zerlegt und wieder zusammengesetzt wird.

Man hat mehrere Arten, eine Flüssigkeit zwischen elektrische *Metalle* zu bringen. Die gewöhnlichste und *wirksamste* ist die, daſs man Pappscheiben, die etwas kleiner, als die Metallplatten, geschnitten sind, mit der Flüssigkeit anfeuchtet. Legt man nun mehrere Schichten in folgender Ordnung: Zink, Silber, feuchte Pappe, Zink, Silber, Pappe u. s. f., über einander, und schlieſst die Schichten mit Silber, so bildet sich daraus eine sogenannte elektrische oder Voltasche Säule, in welcher die Intensität der elektrischen Erscheinungen, auf die oben beschriebene Weise, sich mit der Anzahl der Plattenpaare vermehrt. Diese Säulen geben schon fühlbare Stöſse, entladen sich mit Funken, und zerlegen die Flüssigkeit, durch welche die Entladung geschieht. Ihre Wirksamkeit ist im ersten Augenblicke am gröſsten, nimmt dann fortdauernd ab, und hört in 2 bis 3 Mal 24 Stunden ganz auf.

Die Flüssigkeiten, welche man dazu anwenden kann, sind Mischungen von Säuren und Wasser, oder Auflösun-

gen von Alkalien oder Salzen in Wasser. Reines Wasser wirkt nur sehr schwach, weil es ein schlechter Leiter ist, und die Wirkungen in dem Maaſse zunehmen, als eine Flüssigkeit die Elektricität schnell leitet. Ein Zusatz eines Salzes macht das Wasser zu einem besseren Leiter und vermehrt die Wirksamkeit der Säule sehr bedeutend. Wird aber auſserdem der dem Wasser zugesetzte Stoff leicht zerlegt, so wird die Wirkung noch gröſser, so daſs z. B. Salpetersäure kräftiger als Schwefelsäure, salzsaures Ammoniak kräftiger als salzsaures Natron wirkt. Die Stoffe, welche man am meisten dazu angewendet hat, sind Schwefelsäure, Salpetersäure, Salzsäure, schwefelsaures und salzsaures Natron, salzsaures Ammoniak, Alaun u. m. a., die entweder für sich, oder mit Zusatz einer Säure in Wasser aufgelöst werden.

Man hat gefunden, daſs Salpetersäure die stärkste elektrische Ladung giebt, daſs aber auch ihre Wirkung bald aufhört. Ihre Wirksamkeit steht mit ihrer Concentration in geradem Verhältnisse, so daſs, nach Thenard's und Gay-Lussac's Versuchen, bei einem Zusatze von 10, 20, 30, 40 oder 80 Theilen starker Salpetersäure zu einer gegebenen Menge Wasser, die Intensität der durch diese saure Flüssigkeit erregten elektrischen Erscheinungen sich ebenfalls wie 10, 20, 30, 40 oder 80 verhält. Schwefelsäure bringt eine weniger kräftige und eben nicht länger anhaltende Wirkung als die Salpetersäure hervor. Salzsäure wirkt noch schwächer als Schwefelsäure, aber länger. Wenn es daher darauf ankommt, die höchste Wirksamkeit der Säule auf einen Augenblick zu benutzen, so bedient man sich der Salpetersäure; verlangt man aber eine länger fortwährende Wirkung, so muſs man Salzsäure anwenden.

Salzauflösungen wirken geringer als Säuren, ihre Wirkungen dauern aber viel länger. Salzsaures Ammoniak kommt den Säuren am nächsten. Kochsalz, besonders in Essig aufgelöst, wirkt übrigens ebenfalls kräftig, und wird am allgemeinsten angewendet. Man hat übrigens beobachtet, daſs die Wirkungen der Salzauflösungen

nicht mit ihrer Concentration im Verhältnisse stehen, und daſs überdieſs verschiedene Salze auch verschieden wirken. Gay-Lussac und Thenard haben gefunden, daſs eine elektrische Säule, welche, mit einer Säure aufgesetzt, in einer gewissen Zeit, bei der Entladung durch Wasser, 87 Maaſs Gas giebt, mit einer Salzlösung aufgestellt, in gleicher Zeit nur 12 Maaſs, hingegen dann 187 Maaſs Gas liefert, wenn man sie mit einer Salzauflösung aufbaut, zu welcher eben soviel Säure genommen worden ist, als vorher Wasser zur Auflösung des Salzes angewendet worden war. Uebrigens ist noch zu bemerken, daſs die Wirkung der Säule um so gröſser wird, je dünner die Schicht der Flüssigkeit zwischen den zwei verschiedenartigen Metallen ist.

Man hat mehrere Arten, diese elektrischen Säulen aufzubauen.

1) Die erste und gewöhnlichste Weise ist folgende: Platten von Zink und Kupfer, von der Gröſse eines Speciesthalers, werden zusammengelöthet, und dann so über einander gestellt, daſs zwischen jedem Plattenpaare eine Pappscheibe zu liegen kommt, die vorher mit einer Auflösung von Kochsalz in Essig gut durchtränkt worden ist. Wenn man die Säule so aufzubauen anfängt, daſs beim untersten Plattenpaare die Kupferseite nach oben liegt, so müssen alle folgende Plattenpaare in derselben Säule nach eben dieser Richtung eingelegt werden. Man kann zwar auch Metallplatten, die nicht zusammengelöthet sind, anwenden; allein es ist dann oft der Fall, daſs die aus den Pappscheiben austretende Flüssigkeit zwischen die Platten selbst eindringt, wodurch die Wirksamkeit der Säule bedeutend vermindert wird. Mehr als 20, 30 bis 40 Paar Platten darf man in einer Säule deshalb nicht auf einander stellen, weil sonst die Flüssigkeit der unteren Pappscheiben durch den zu starken Druck herausgepreſst wird; will man daher eine aus mehreren z. B. 100 Paaren zusammengesetzte Kraft anwenden, so thut man besser, wenn man mehrere kleine Säulen aufstellt und die entgegengesetzten Pole derselben durch Metalldräthe in

Verbindung bringt. — In Fig. 12. Taf. I. ist eine solche Säule dargestellt. — Hat die Wirksamkeit der Säule aufgehört, so muſs man sie aus einander nehmen, und die Metallplatten zum Behuf neuer Versuche durch Scheuern von der Oxydhaut reinigen, die sich während des Versuches auf ihrer Oberfläche ansetzt, und gewöhnlich ziemlich fest an dem Metalle haftet. Weil dieses Scheuern mit vieler Unbequemlichkeit verbunden ist; so ist man auf andere Methoden bedacht gewesen, wobei es dessen nicht bedarf. Diese Methoden sind folgende:

2) Man läſst sich eine Anzahl, von wenigstens 50 Stück kleinen Gläsern machen, von 1 Zoll Durchmesser auf dem Boden und $2\frac{1}{2}$ bis 3 Zoll Höhe, die entweder ganz cylindrisch, oder auch (mehr becherförmig) wie Fig. 13. Taf. I. gestaltet sind. Diese stellt man in ein Brett, worin für jedes Glas ein Loch eingeschnitten ist, zusammen, und füllt sie zu $\frac{2}{3}$ ihrer Höhe mit schwacher Salzsäure. Man nimmt dann eine hinreichende Anzahl ziemlich starker Kupferdräthe, von 7 bis 8 Zoll Länge und gieſst an das eine Ende eines jeden Draths, wenn es zuvor gehörig gereiniget und mit etwas Salmiakauflösung bestrichen worden ist, mittelst einer gewöhnlichen Kugelform, eine Zinkkugel an. Es geht auch an, das Ende des Kupferdraths in geschmolzenen Zink einzutauchen, so daſs sich etwas Zinkmasse daran anhängt und diese durch mehrmaliges Eintauchen zu vergröſsern; dies geht aber langsamer von statten. Hat man auf diese Weise an jeden Kupferdrath eine Zinkkugel angeschmolzen, so werden dieselben so in die Gläser eingelegt, daſs die Zinkkugel auf den Boden des Glases zu liegen kommt, der Drath aber so weit umgebogen, daſs er in das nächste Glas bis zu $\frac{1}{2}$ Zoll Entfernung von der darin befindlichen Zinkkugel hineinreicht. Je stärker der Drath ist, desto kräftiger ist die Wirkung des Apparats, und diese kann noch vermehrt werden, wenn der umgebogene Theil des Kupferdraths breit geschlagen wird, um ihm eine gröſsere Oberfläche zu geben. Dieser Apparat ist unter allen kleineren der bequemste, kostet auch am wenigsten zu un-

terhalten. Will man die Versuche damit nicht weiter fortsetzen, so braucht man nur die Dräthe herauszunehmen, im Wasser abzuspülen und mit einem reinen Handtuche abzutrocknen. Bei einem neuen Versuche können sie in wenigen Minuten wieder eingelegt werden.

3) Trog-Apparate nennt man diejenigen Vorrichtungen, wo die zusammengelötheten Metallplatten, mit einem nicht leitenden Kitt eingefaſst, in einen hölzernen Trog eingelegt werden, in welchen man die dazu bestimmte Flüssigkeit hineingieſst. Gewöhnlich bedient man sich dazu gröſserer, viereckiger Platten, meist von 4 Zoll Länge und Breite, also von 16 Quadratzoll Oberfläche. Nach jedem Versuche wird die Flüssigkeit wieder ausgegossen, der Trog mit reinem Wasser ausgewaschen, abgetropft und getrocknet.

Diese erste Einrichtung der Trog-Apparate ist späterhin in England um vieles verbessert worden. Man macht jetzt Tröge von Porzellan, die durch Zwischenwände in 10 bis 12 Fächer getheilt sind, wie Fig. 3. Taf. IV. zeigt. In London werden dergleichen Tröge von $14\frac{1}{2}$ Zoll Länge und 6 Zoll Breite verfertiget, welche 10 *Abtheilungen* enthalten. In diese werden nun die Platten so eingesetzt, daſs eine Kupfer- und Zinkplatte mittelst eines 1 Zoll breiten Kupferstreifens (wie Fig. 2. Taf. IV.) mit einander verbunden und das Ganze so zusammengestellt wird, wie Fig. 4. zeigt. ab ist nämlich ein Stück trocknes und gefirniſstes Holz, an welches der Streifen eines jeden Plattenpaares festgeschraubt ist, so daſs man alle Paare auf einmal aus der Flüssigkeit herausheben kann, wenn man den Versuch schlieſsen will. Die Platten werden so in den Trog eingesetzt, daſs die sie vereinigenden Streifen genau in die Mitte der Scheidewände zwischen zwei Fächer, und daſs in jedes Fach eine Zink- und eine Kupferplatte zu liegen kommen, welche nur mittelst der darin befindlichen Flüssigkeit in leitender Gemeinschaft stehen. Durch Zusammenstellung mehrerer Tröge kann man Apparate von jeder beliebigen Anzahl Plattenpaaren erhalten.

Spätere Erfahrungen haben gelehrt, daſs durch Verdoppelung der Kupferplatten auch die chemische Wirksamkeit des Apparats verdoppelt wird, weil beide Seiten des Zinks dabei wirksam werden. In diesem Falle biegt man die Kupferplatten des einen Paares um die Zinkplatte des nächsten Paares, wie Fig. 5. Taf. IV. zeigt, wo die Ansicht von oben dargestellt ist und die punktirten Linien die Streifen andeuten, durch welche die Metalle mit einander verbunden werden. Man sieht leicht ein, daſs bei dieser Einrichtung die Zinkplatten auf beiden Seiten wirken müssen, während sie bei der vorigen nur mit einer wirken.

Eine andere Vorrichtung ist folgende. Man läſst sich schmale, parallelepipedische Tröge von Kupferblech machen, welche 10 Zoll hoch, 10 Zoll lang, aber nur $\frac{1}{2}$ Zoll breit sein dürfen, und stellt dieselben auf ein isolirendes hölzernes Gestell so neben einander, daſs sie einander nicht berühren. Man setzt dann Zinkplatten von 9 Zoll Seitenlänge dergestalt in die Tröge ein, daſs sie das Kupfer an keiner Stelle berühren, und verbindet dieselben durch ein Queerholz, wie bei dem englischen Apparate ab Fig. 4. Taf. IV. Die Zinkscheiben werden dabei zugleich mittelst eines Kupferstreifens, der vom nächsten Kupfertroge ausgeht, in leitende Verbindung gebracht. Man gieſst dann die Flüssigkeit in die Tröge, welche nun als doppelte Kupferplatten wirken. Oersted und Stadion, welche von dieser Einrichtung zuerst Gebrauch machten, rühmen ihre ungewöhnliche Wirksamkeit.

Eine neue Construction der Trog-Apparate ist von dem amerikanischen Naturforscher Hare entdeckt. Man legt zwischen die ausgewalzten Zink- und Kupferplatten eine Scheibe von Pappe oder Leder, rollt sie dann spiralförmig zusammen, und nachdem man die Lederscheibe herausgenommen hat, befestigt man die Metallplatten in ihrer Lage mit kleinen hölzernen Stäben, die man dazwischen schiebt, damit sich die Metalle nicht berühren möchten. Die Verbindung des Zinks des einen Paares mit

dem Kupfer des andern, geschieht durch ein Queerholz, auf die bereits angeführte Weise. Diese so gewundenen Metallscheiben taucht man nachher in cylindrische Gefäſse von Glas, wobei man den Vortheil hat, daſs in Cylindern von einigen Zollen im Durchmesser ungeheuer groſse Scheiben Platz finden, daſs der gröſste Theil der beiden Seiten der Metalle activ ist, und endlich daſs man die wenigst-mögliche Menge Flüssigkeit braucht, wenn man die Scheibengerölle so groſs macht, daſs sie die Gläser richtig ausfüllen. Hare nennt diesen Apparat Calorimotor, weil er im Verhältniſs zu dem Raum, den er einnimmt, unendlich gröſsere Hitze bei der Entladung hervorbringt, als Trog-Apparate von gewöhnlicher Einrichtung. Die Hitze hängt jedoch von der Gröſse der Platten gänzlich ab, wie weiter unten gezeigt werden soll.

Die Trog-Apparate haben ihre groſsen Vortheile, aber auch eben so groſse Unbequemlichkeiten. Sie erfordern ansehnliche Quantitäten Flüssigkeit, was, bei der Anwendung von Säuren, ziemlich kostbar ist. Eine Batterie von Londoner Trögen, zu ungefähr 50 Plattenpaaren, erfordert 20 bis 30 Quart Flüssigkeit. Durch den groſsen und ungleichen Abstand, der zwischen den Plattenpaaren bleibt, wird die Wirkung dieser Apparate vielfach schwächer, als wenn man dieselben Platten, mit Papierscheiben abwechselnd, welche mit derselben Flüssigkeit getränkt sind, auf die gewöhnliche Weise über einander stellt. Da man überdieſs, um die Wirkung zu vermehren, den Trog gewöhnlich mit einer Auflösung von Alaun, mit Schwefelsäure versetzt, anfüllt; so wird, während der Wirksamkeit des Apparats, die Entwickelung des Wasserstoffgases so bedeutend und für das Athmen so beschwerlich, daſs sie schon bei 50 Plattenpaaren dem Operator höchst lästig fällt. Die *Royal Institution* zu London besitzt einen solchen Apparat von 2000 Paaren, die in 200 Trögen vertheilt sind. Dieser Apparat steht aber in einem unterirdischen Gewölbe, und die Elektricität wird durch isolirte Metalldräthe in ein oberes Zimmer geleitet, wo man dann die Ent-

ladungs - Versuche ohne Unbequemlichkeit vornehmen kann.

In jedem Falle würde ich, nach meinen Erfahrungen über solche Apparate, denjenigen, die nicht mehr als 50 Plattenpaare besitzen, den Rath geben, sie lieber mit Pappscheiben abwechselnd über einander, als in einem Troge zusammenzustellen, weil die Mühe des Aufstellens durch eine 5- bis 6fach stärkere Wirkung reichlich belohnt wird. Hat man aber vielleicht mehrere hundert Paare, so ist es rathsamer, sich des Troges zu bedienen, weil dann der Apparat durch eine oder zwei Personen behandelt werden kann, was außerdem nicht möglich ist.

Außer diesen Methoden zur Erlangung verstärkter Wirkungen der Berührungs-Elektricität giebt es noch mehrere andere, von welchen ich jedoch nur eine noch erwähnen will, nämlich, daſs man auch von einem einzigen Metalle eine elektrische Ladung erhalten kann, wenn man zwei verschiedenartige Flüssigkeiten anwendet, die von solcher Beschaffenheit sind, daſs die Berührungs-Elektricität des Metalls von jeder derselben auf entgegengesetzte Weise erregt wird, d. h., daſs die eine durch Berührung des Metalls positiv, die andere negativ wird. Wenn z. B. die eine Flüssigkeit eine concentrirte Säure und die andere ein concentrirtes Alkali ist, und man bringt in folgender Ordnung Kupfer, Säure, Alkali, K. S. A. u. s. w. über einander; so wird das Kupfer in der Berührung mit Säure positiv und mit dem Alkali negativ, und es entsteht daraus eine fortdauernde Entladung, sowohl zwischen dem Metalle und den beiden Flüssigkeiten, als zwischen diesen selbst. Indessen verliert eine solche Vorrichtung durch die Vermischung der Flüssigkeiten sehr bald ihre Wirksamkeit. Von der Richtigkeit der Vertheilung der Elektricität in einer solchen Säule kann man sich übrigens durch einen sehr einfachen Versuch überzeugen. Man gieſse nämlich in ein kleines cylindrisches Glas ungefähr einen Zoll hoch eine Lösung von Kupfervitriol in verdünnter Schwefelsäure, dann auf

diese

diese ätzendes Ammoniak, jedoch mit solcher Vorsicht, dafs sich diese beiden Flüssigkeiten nicht mit einander vermischen, sondern genau von einander getrennt bleiben. Hierauf stecke man einen Kupferdrath hinein, so dafs ein Theil desselben in der Säure, der andere im Alkali steht. Gewöhnlich findet man nach Verlauf von 12 bis 24 Stunden das obere, negative Ende mit Kupferkrystallen überzogen, das untere positive Ende aber angefressen und zum Theil aufgelöst. Hierbei ist nun das Kupferoxyd des Vitriols durch die elektrische Entladung von unten nach oben geführt, und nachher zum Theil so zerlegt worden, dafs am obern negativen Ende des Drathes das Kupfer angeschossen ist, während der Sauerstoff desselben einen andern Theil Kupfer am untern positiven Ende wieder oxydirt hat.

Zamboni hat neuerdings eine Vorrichtung eines kleinen elektrischen Trog-Apparats angegeben, der aus Wasser und einem einzigen Metalle besteht, und eine sehr merkliche elektrische Wirksamkeit zeigt. Man stellt nämlich z. B. 50 Stück Uhrgläser neben einander, und legt auf den Boden eines jeden Glases eine runde Scheibe von *Stanniol*, von welcher ein schmales Streifchen Stanniol ausgeht, welches lang genug ist, um in das nächste Glas übergebogen werden zu können. Hierauf giefst man destillirtes Wasser in die Gläser, und ordnet diese so, dafs die Stanniolstreifen nach einer Richtung hin gekehrt sind, und die Gläser unter einander verbinden. Das letzte Glas in diesem kleinen Apparate zeigt mit Hülfe des Condensators sehr deutliche Spuren von elektrischer Ladung, und zwar so, dafs die breitere Stanniolscheibe dem positiven Metalle, der schmälere Streifen aber dem negativen entspricht. Die Erklärung dieses beim ersten Anblicke paradox erscheinenden Phänomens scheint wohl die zu sein, dafs das Wasser im Contact mit den Zinnplatten durch Berührungs-Elektricität elektrisch geladen wird, wie in den gewöhnlichen Säulen, aber unendlich schwächer, und dafs es dann auf seiner Oberfläche eine entgegengesetzte Elektricität annimmt. Das Verhältnifs ist dann ge-

I. 7

Bayerische
Staatsbibliothek
München

rade so, wie bei einer bloſs auf der einen Seite belegten und geladenen Glasplatte, welche, des Mangels der entgegengesetzten Belegung ungeachtet, dennoch Ladung annimmt. Die Stanniolstreifen dienen dabei nicht als Elektricitäts-Erreger, sondern bloſs als leitende Verbindungen zwischen den nicht belegten Seiten des Wassers, und wirken um so besser, je schmäler sie sind. Zamboni fand, daſs, wenn man etwas Kochsalz in dem dazu gebrauchten Wasser auflöst, die entladene Elektricität zwar schneller wieder hergestellt wird, aber schwächer ist, und daſs bei Anwendung starker Auflösungen gar keine Elektricität entsteht.

Oersted hat bewiesen, daſs mechanische Ungleichheiten bei verschiedenen Stücken des nämlichen Metalls schwache elektrische Wirkungen zwischen diesen Stücken hervorbringen können, als wären sie verschiedene Metalle. Wenn z. B. zwei Zinkscheiben von verschiedener Breite in eine schwach saure Flüssigkeit hineingetaucht werden, so wirkt, wenn man sie in metallische Berührung bringt, die breitere Scheibe wie Kupfer gegen die weniger breite. Ist aber die Säure stark, oder ihre Wirkung durch Erwärmung verstärkt, so verhält sich die breitere Scheibe umgekehrt wie Zink gegen die schmälere, die dann wie Kupfer wirkt. Wenn von zwei gleichen Scheiben, die eine durch vorheriges Eintauchen in eine Säure angefressen und rauh ist, so verhält sich diese wie Zink gegen die andere, deren glatte Oberfläche wie Kupfer wirkt.

Die verschiedenen Dimensionen der elektrischen Säule bringen, unter übrigens gleichen Umständen, auch verschiedene Wirkungen hervor. Diese Dimensionen beziehen sich 1) auf die Gröſse der, von den entgegengesetzten elektrischen Metallen berührten Oberfläche der Flüssigkeit, und 2) auf die Anzahl der zusammengestellten Plattenpaare.

In demselben Verhältnisse, in welchem die Oberfläche der Flüssigkeit zunimmt, vermehrt sich auch die elektrochemische Wirksamkeit der Säule, d. h. ihr Vermö-

Bayerische Staatsbibliothek München

gen, die Flüssigkeit zu zersetzen, das Feuerphänomen hervorzubringen u. s. w. Dagegen brauchen sich die Metalle, im Verhältnisse gegen die Flüssigkeit, nur auf einer sehr kleinen Oberfläche zu berühren; bei Säulen von kleinen Platten bedarf es daher nur eines Punkts, bei gröſseren hingegen einer etwas gröſseren Berührungsfläche, damit die zwischen den Metallen entladene Elektricität ungehindert übergeführt werden kann.

Man kann sich die Wirkung dieser Dimensionen leicht durch ein Beispiel versinnlichen. Wenn man zehn völlig gleiche Säulen hat, und man läſst sie sämmtlich mittelst ihrer verschiedenen Leiter durch eine und dieselbe Portion Wasser sich entladen, so wird die Menge Sauer- und Wasserstoffgas, welche durch Zersetzung des Wassers von allen 10 Säulen entwickelt wird, auch zehnmal so groſs, als von einer einzigen derselben sein. Läſst man hierauf die einzelnen Leitungen der gleichnamigen Pole zu einem einzigen verbinden, so wird (wenn man nicht den gemeinschaftlichen Leiter zu schwach macht) dasselbe erfolgen, und es ist klar, daſs ein ganz gleicher Erfolg statt haben würde, wenn jede einzelne Platte eine *zehnmal* gröſsere Oberfläche hätte, und alle zehn Säulen eine einzige ausmachten. Man hat dieſs noch vollständiger auf folgende Art bewiesen: wenn z. B. 50 Paar Platten, jede von 16 Quadratzoll Oberfläche, bei ihrer Entladung etwa 2 Zoll eines sehr feinen Stahldrathes verbrennen, so werden von 32zölligen Platten 4 Zoll, von 64zölligen 8 Zoll Drath u. s. w. verbrannt.

Man hat Platten von mancherlei Dimensionen versucht, und immer gefunden, daſs mit ihrer Gröſse auch die Wirksamkeit zunimmt. Die gröſste Batterie in dieser Hinsicht, die man bis jetzt kennt, wurde im Jahre 1812 von dem Engländer Children gebaut, und besteht aus 20 Paar Platten von 6 Fuſs Länge und 2 Fuſs 8 Zoll Breite. Die Hitze, die sie in ihrem Entladungspunkte giebt, ist unglaublich groſs; ein mehrere Fuſs langer Platindrath, womit sie entladen wird, bleibt fortwährend im Glühen.

Die zweite Dimension der Säule bezieht sich auf die Anzahl der Plattenpaare. Wenn man in dem oben gegebenen Beispiele von 10 gleichen Säulen alle 10 durch ihre entgegengesetzten Pole mit einander verbindet, so daſs sie eine einzige, 10mal mehr Platten enthaltende Säule ausmachen; so ist diese Säule von weit stärkerer Kraft, als eine einzige von diesen zehn Säulen. Allein diese Kraft äuſsert sich nicht etwa vorzüglich stark in den chemischen Wirkungen, sondern vielmehr vornehmlich in denjenigen Erscheinungen, die sich auf die höhere Intensität der vertheilten Elektricität beziehen; so treibt sie z. B. die Kugeln des Elektrometers stärker aus einander, und giebt einen weit heftigeren Schlag, als eine einzige Säule mit 10mal gröſseren Platten. Diesem allen liegt die Ursache zum Grunde, daſs die Intensität der Ladung, auf die oben gezeigte Art und Weise mit der Anzahl der Plattenpaare zunimmt, d. h. daſs die Elektricität sich mit gröſserer Kraft zu entladen strebt.

Wenn man die elektrischen Schläge dieser Säulen mit einander vergleicht, so findet man zwar, daſs der Schlag der zehnfachen Säule stärker, als der einer einzigen Säule ist, weil das Gefühl auch von der Menge der Elektricität afficirt wird; aber ohne Vergleich gewaltsamer ist der Schlag, welchen die einzelnen durch ihre entgegengesetzten Pole mit einander in Verbindung gesetzten 10 Säulen geben, weil hier vorzüglich die Heftigkeit, womit die Entladung geschieht, auf das Gefühl wirkt.

Indessen nimmt mit der Intensität auch die Menge der vertheilten Elektricität um etwas zu, jedoch in sehr geringem Verhältnisse. Gay-Lussac und Thenard haben durch Versuche ausgemittelt, daſs die Gröſse der elektrochemischen Wirksamkeit einer Säule, welche hauptsächlich von der Menge der Elektricität abhängt, in dem Verhältnisse der Cubikwurzeln von der Anzahl der Plattenpaare zunimmt. So werden, zur Verdoppelung der elektrochemischen Wirkung einer aus 64 Plattenpaaren bestehenden Säule, 512 Paar Platten erfordert, weil 64 der Cubus von 4, und 512 der Cubus von 8 ist, so daſs

daher die Anzahl der Platten 8 mal gröſser sein muſs, wenn die elektrochemische Wirkung verdoppelt werden soll.

Es bleibt uns jetzt noch übrig, 1) von der Veränderung, welche die Flüssigkeit in der Säule erleidet, und 2) von den physischen und chemischen Erscheinungen, zu sprechen, welche bei Entladung der Säule hervorgebracht werden.

1) Die Veränderung der Flüssigkeit ist von höchst merkwürdiger Art. Schon oben ist erwähnt worden, daſs während der elektrischen Entladung gewisse Bestandtheile zum positiven Metalle, andere zum negativen geleitet werden, und daſs dieſs nach einer gewissen Ordnung erfolgt, so daſs bei einfachen Körpern der Sauerstoff, bei zusammengesetzten aber die Säuren auf die positive Seite treten; auf der negativen Seite aber die einfachen brennbaren Körper, und von den zusammengesetzten alle diejenigen Oxyde sich ansammeln, welche mit Säuren Salze bilden können, und zum Sauerstoff eine gröſsere Verwandtschaft, als der Wasserstoff haben, wie z. B. Alkalien, Erdarten, die Oxyde des Zinks, Mangans, Ceriums u. m. a. Metalle. Bei einer Säule z. B., welche von Zink- und Kupferplatten, mit Pappscheiben, die mit einer Auflösung von salzsaurem Natron angefeuchtet sind, aufgebaut wird, sammelt sich auf der Kupferseite der Wasserstoff des Wassers, welcher in Gasgestalt entweicht, und das Natron des Salzes, welches in der Flüssigkeit zurückbleibt; auf der Zinkseite hingegen häuft sich der Sauerstoff des Wassers und die Säure des Kochsalzes an; der Sauerstoff entweicht aber nicht als Gas, sondern verbindet sich mit Zink und Salzsäure zu salzsaurem Zink. Sobald alles Alkali sich am Kupfer und alle Säure am Zink gesammelt hat, hört die Wirksamkeit der Säule auf; gewöhnlich nimmt die Wirkung schon dann ein Ende, wenn das Zink sich mit einer dicken Oxydhaut überzogen hat, welche die Leitung unterbricht. In Trog-Apparaten, wo die Beweglichkeit der Flüssigkeit es verhindert, daſs die bei der Entladung entwickelten Bestandtheile ruhig auf ihrer gehörigen Stelle bleiben, würde daher die Elektri-

cität immer fortdauern, wenn nicht die Oxydation des Zinks, wodurch dieses Metall zuletzt einen Ueberzug bekommt, die Leitung unterbräche.

Ich habe bereits angeführt, daſs die elektrischen Erscheinungen der Säule desto intensiver sind, je leichter sich die Flüssigkeit ersetzt, d. h. je weniger Kraft dazu erfordert wird, ihre Bestandtheile von einander zu trennen, und einen jeden nach seiner elektrischen Seite hin zu führen. Darum folgt, daſs, wenn wir in dem angeführten Beispiele unsere Säule so aufbauen, daſs wir statt des Kochsalzes eine Auflösung seiner Bestandtheile, nämlich: flüssige Salzsäure und ätzendes Natron, anwenden, und diese Bestandtheile in einer solchen Ordnung mit den Metallen in Verbindung bringen, welche derjenigen Ordnung, worin sie sich beim Aufhören der Wirkung der Säule befinden, entgegengesetzt ist, d. h. wenn wir die Säule so aufbauen, daſs Kupfer, Zink, Pappe mit ätzendem Natron, Pappe mit Salzsäure, Kupfer, Zink u. s. f. auf einander folgen; — daſs in diesem Falle die Säure weit leichter an die Zinkseite, das Alkali aber eben so leicht an das Kupfer treten kann, als wenn die Säure und das Alkali mit einander verbunden sind (und erst von einander geschieden werden müssen). Daher bringt auch eine Säule, auf diese Weise aufgebaut, eine ganz ungewöhnliche und weit gröſsere elektrische Wirkung hervor, als wenn sie mit einer Lösung von salzsaurem Natron aufgestellt wird.

Ihre Wirkung nimmt indessen in dem Maaſse ab, als Säure und Natron sich mehr und mehr zu Kochsalz verbinden, und wird, wenn beide sich völlig neutralisirt haben, bedeutend schwächer, dauert aber doch noch so lange fort, bis der gröſste Theil der Bestandtheile der Flüssigkeit sich auf entgegengesetzten Wegen ausgeschieden hat, d. h. bis das Alkali an das Kupfer und die Säure an das Zink getreten ist. Noch belehrender läſst sich ein Versuch dieser Art mit der Röhrenbatterie Taf. I. Fig. 14. anstellen, wenn man das Alkali in den untern Theil der Röhre füllt, und dann die Säure behut-

sam darauf gieſst, damit sich beide nicht vermischen. Noch sichtbarer ist der Erfolg, wenn man beide Flüssigkeiten vorher mit etwas Rothkohltinktur färbt, wovon die Säure roth und das Alkali grün wird; so wie nämlich beide Flüssigkeiten sich dann durchdringen, so kommt auch auf den Stellen, wo sie einander neutralisiren, die blaue Farbe des Rothkohls wieder zum Vorschein.

Diese Art Säulen haben sonach zwei verschiedene Wirkungszeiten: 1) eine kräftigere, die bis zur Verbindung des Alkalis mit der Säure geht, in welcher die elektrische Entladung durch die gegenseitige Anziehung der Säure und des Alkali's unterstützt wird, und 2) eine schwächere, in welcher diese Anziehung der elektrischen Entladung entgegenwirkt, weil letztere erst die von der Säure und dem Alkali eingegangene Verbindung wieder zerstören muſs, um beide Bestandtheile nach entgegengesetzter Richtung abzuleiten. Offenbar tritt bei unseren gewöhnlichen mit Kochsalzauflösung aufgebauten Säulen nur diese letztere Periode ein, und das Schema für die wirksamste Säule bleibt daher: Kupfer, Zink, Alkali, Säure, K. Z. A. S. u. s. f.; und eine solche Säule fährt so lange zu wirken fort, bis folgende Ordnung: Kupfer, Zink, Säure, Alkali eingetreten ist.

Baut man eine Säule gleich anfänglich in dieser letztern Ordnung auf, so ist sie zwar nicht schlechterdings unwirksam; allein ihre Wirkung ist doch höchst schwach und nicht anders, als wenn man bloſses Wasser zum Anfeuchten der Papierscheiben anwendete. Dieses wird nämlich in seine Bestandtheile zerlegt, der Wasserstoff tritt an das Kupfer, der Sauerstoff aber verbindet sich mit dem Zink, und die Entladung hat auch ihren Fortgang, die Anwesenheit des Alkali's und der Säure trägt aber nichts weiter dazu bei, als daſs das Wasser dadurch etwas mehr leitend wird.

Die bisher beschriebenen elektrisch-chemischen Erscheinungen finden bloſs bei fortdauernder Entladung der Säule statt. Unterbricht man diese, oder häufen sich die

Elektricitäten unentladen in den Polen an, so geht weiter keine Veränderung in der Flüssigkeit vor. Könnte man die Pole in absoluter Isolirung erhalten; so würde auch die Flüssigkeit durchaus unvermindert bleiben. Allein, da in jedem Augenblicke ein Theil der angehäuften Elektricitäten von der umgebenden Luft entladen wird; so bewirkt dies auch in der Flüssigkeit noch eine kleine Veränderung, und man findet das Zink selbst dann etwas angegriffen, wenn die Säule unentladen stehen bleibt. Es ist daher nicht die Entwickelung der Elektricität in der Säule, welche die elektrochemischen Erscheinungen hervorbringt, sondern diese rühren von der Entladung der Elektricität durch die leitende Flüssigkeit her.

2) Die physisch-chemischen Phänomene, welche aus dieser Entladung hervorgehen, verdienen nicht weniger Aufmerksamkeit, als die vorhergehenden. Wenn man an dem einen Pole der Säule ein Kork-Elektrometer aufhängt, und den andern Pol isolirt, so stoſsen sich die Korkkugeln ab. Die Gröſse dieser Wirkung hängt von der Anzahl der Plattenpaare, nicht von ihrer Gröſse ab; auch kann man auf diese Weise verschiedene von den gewöhnlichen Erscheinungen der elektrischen Attraktion und Repulsion hervorbringen, wiewohl nur schwach.

Verbindet man beide Pole durch einen Metalldrath, so entsteht, bei einer gewissen Ladungs-Intensität, im Augenblicke der Entladung ein Funken. Man erhält ihn besser mit spitzigen, als mit runden Ausladern, und seine Gröſse steht im Verhältnisse mit der Gröſse der Platte, d. h. er ist von einer geringen Anzahl groſser Plattenpaare sichtbarer, als bei Anwendung kleiner Platten. Dieser Funken wird auch erhalten, wenn man die Metalldräthe von beiden Polen in das Wasser leitet und sie hier sich berühren läſst. Die Ursache dieser Erscheinung ist darin zu suchen, daſs in diesem Falle die Intensität der Elektricität so unendlich gering ist, daſs das Wasser, ungeachtet es für stärkere Elektricität ein Leiter

ist, dennoch in einem gewissen Grade Nichtleiter für dieselbe wird. Selbst in der Lichtflamme sieht man diesen Funken noch und sein intensiver Glanz wird beim Durchfahren durch die Flamme nicht verdunkelt. Bedient man sich zum Auslader eines feinen Eisendraths, z. B. einer Klaviersaite von No. 10, so brennt die Spitze des Draths sogleich ab, und sprüht Funken umher. Die lebhaftesten und hellsten Funken erhält man, wenn man die Säule durch unächtes Blattgold und Quecksilber, wovon jedes mit einem Pole in Verbindung gebracht wird, entladet.

Die Entladung der Säule bringt übrigens dasselbe Phänomen von Feuer und Wärme hervor, wie die gewöhnliche Elektricität. Der Funke entzündet ein Gemenge von Sauer- und Wasserstoffgas; und eine Säule aus Platten entzündet und bringt die Körper, durch welche sie entladen wird, zum Glühen, wenn deren Capacität zu klein ist, um die Elektricität so schnell zu entladen, wie sie erzeugt wird. Man kann auf diese Weise aus einer starken Säule, welche durch zwei Platindräthe entladen wird, diese im Berührungspunkte zusammenlöthen, im Augenblicke der Entladung mehrere Ellen Stahldrath verbrennen, Kohle glühen u. s. w. Mit der grofsen Säule des Königl. Instituts zu London, kann man im Entladungspunkte zwei Stück Kohle stärker, als durch irgend eine andere Art Verbrennung zum Glühen bringen, und das sogar in solchen Luftarten, in welchen kein Verbrennen statt findet. Wir sehen hieraus auf das augenscheinlichste, dafs die Elektricitäten, sobald sie aufhören, sich als vertheilte EE zu zeigen, sich als strahlendes Licht und Wärme offenbaren, oder doch diese hervorbringen. Mit Children's grofser Plattenbatterie hat man Metalle geschmolzen, die im Feuer unschmelzbar sind, z. B. Iridium.

Wenn man grofse Plattensäulen durch kleine Mengen von Flüssigkeit entladet, so werden diese erwärmt und gerathen zuletzt ins Sieden; wenn man z. B. eine Salzauflösung in ein kleines konisches Metallgefäfs füllt, welches

mit dem einen Pole in Verbindung steht, und dann ein dickes Metallstück, z. B. eine Kugel, welche den Umkreis des Gefäſses nicht ganz ausfüllt, in die Auflösung bringt, so wird diese innerhalb weniger Minuten kochend heiſs. Zu einem guten Gelingen dieses Versuches wird jedoch erfordert, daſs die Säule sehr kräftig ist und die entladenden Metalle so viel Oberfläche, als möglich haben, weil sonst die Elekricitäten nicht in hinreichender Menge in das Wasser eindringen und dieses nicht ins Kochen bringen können. Ist die Masse der Flüssigkeit groſs, die Säule aber schwach, so wird jene von der Luft eben so schnell wieder abgekühlt, als sie erwärmt wird, und ihre Erwärmung ist daher unmerklich.

Wenn man von jedem Pole einer Säule einen isolirten Metalldrath zu den beiden Belegungen einer elektrischen Ladungsflasche führt, so wird diese augenblicklich mit der ganzen Intensität der Säule geladen, die Flasche mag übrigens klein sein, oder einer ganzen Batterie angehören. Van Marum fand, daſs eine Säule von ganz kleinen Platten die groſse Batterie, welche zu der colossalen Elektrisir-Maschine des Teylerschen Museums gehört, augenblicklich bis zu dem eigenthümlichen Grade der Säule selbst lud, wozu sonst mehrere Umdrehungen jener kräftigen Maschine erfordert wurden. Hieraus sieht man, daſs der Unterschied zwischen den Wirkungen der Reibungs- und Berührungs-Elektricität darin besteht, daſs bei ersterer eine geringe Menge Elektricität von groſser Intensität, bei der letztern aber eine unendlich groſse Menge Elektricität von geringer Intensität wirksam ist.

Wenn es richtig ist, die Flüssigkeit bei der elektrischen Säule, — wie das belegte Glas der Ladungsflasche — als geladenen Körper zu betrachten; so kann man annehmen, dieser Unterschied der Elektricität rühre davon her, daſs die Flüssigkeit eine unendlich gröſsere Capacität für vertheilte Elektricität, als das Glas, besitze, und daſs deshalb zur Ladung der Flüssigkeit bis zu einer geringen Intensität eine unendlich gröſsere Menge Elektri-

cität erforderlich sei, als das Glas (vermöge seiner geringeren Capacität) zur Ladung erfordert. Daſs aber die Intensität der Ladung nicht sehr groſs werden kann, liegt darin, daſs die Erregungs-Ursachen der Elektricität so geringe Intensität haben, die Ladung der Säule aber niemals intensiver werden kann, als die Ursache derselben ist.

Will man von der elektrischen Säule einen Schlag erhalten, so muſs man die bloſsen Hände mit Wasser, am besten mit Salzwasser, anfeuchten, um die Oberhaut leitend zu machen, weil diese sonst so wenig leitet, daſs sie sogar die Entladung der Säule verhindert. Man pflegt dann einen silbernen Löffel, oder einen Schlüssel, überhaupt ein groſses Metallstück in die feuchte Hand zu nehmen, weil die Stärke des Schlags zum Theil von der Gröſse der Handfläche abhängt, welche mit dem Auslader in Berührung kommt. Am heftigsten fühlt man die Schläge, wenn man die Hände in zwei Schalen mit Salzwasser eintaucht und jede dieser Schalen mit ihrem Pole in Verbindung bringt. Die Schläge sind nur im ersten Augenblick der Entladung fühlbar, und die Zuckungen hören bei fortdauernder Gemeinschaft mit den Polen auf; hat man aber Hautbeschädigungen, Neidnägel, und solche Stellen, wo die Nerven weniger von der Oberhaut bedeckt sind, so giebt ein fortwährendes Brennen auf diesen Stellen die Fortdauer der Entladung zu erkennen. Auch durch den Geschmack läſst sich dieſs erkennen, wenn man nämlich die Säule durch Hand und Zunge entladet, indem nach den ersten Zuckungen, die Zunge durch ein geschmackähnliches Gefühl affizirt wird, und zwar selbst dann, wenn der Körper, den man zur Zunge führt, nur reines Quellwasser ist.

Diese Umstände beweisen, daſs die Funken und Schläge bei der Entladung der elektrischen Säule daher rühren, daſs wenn die Pole der Säule isolirt sind, die Flüssigkeit zu einer höheren Intensität geladen wird, als die Berührung bei beständig fortwährender Entladung hervorzubringen vermag. Dieſs ersieht man auch daraus,

daſs man bei abnehmender Wirkung der Säule keinen Funken von einiger Stärke mehr von ihr erhält, wenn man sie nicht nach jeder Entladung eine Weile mit Isolirung der Pole ruhen läſst, wodurch die Ladung allmählig zu einer höheren Intensität gebracht wird.

Die chemischen Wirkungen der Entladung gleichen, mit geringem Unterschiede, denjenigen, welche zwischen jedem Plattenpaare vorgehen. Wenn man (Fig. 6. Taf. IV.) eine Glasröhre an beiden Enden mit einem Korke verschlieſst, und durch jeden Kork einen Metalldrath so tief in die Röhre hineinführt, daſs die inneren Enden der Dräthe etwa $\frac{1}{8}$ Zoll von einander abstehen, dann die Röhre mit einer Flüssigkeit füllt, den oberen Kork mit einem Ableitungsrohre für die gasförmigen Stoffe versieht, und sodann jeden dieser Dräthe mit einem Pole der Säule in Verbindung bringt; so wird die Flüssigkeit in der Röhre auf dieselbe Weise zersetzt, als dieſs geschehen sein würde, wenn die Flüssigkeit zwischen den entgegengesetzten Metallen der Säule selbst eingeschlossen gewesen wäre, und man kann diesen Entladungs-Apparat wie ein neues Plattenpaar der Säule ansehen, durch welchen die Pole mit einander in Verbindung gebracht werden. Dabei kommt nicht einmal auf die Beschaffenheit der Metalldräthe etwas an, sie können aus einerlei, oder aus verschiedenen Metallen bestehen, und selbst in verkehrter Ordnung, d. h. gegen die Ordnung der in der Säule befindlichen Metalle, gegen einander gestellt werden; dieſs alles hat keinen Einfluſs, weil die intensive Ladung der Säule diese kleinen Hindernisse überwindet. Es zeigt sich dabei dieselbe Zerlegung der Flüssigkeit, die wir oben erwähnten, nur auf eine mehr in die Augen fallende Weise. Ist nämlich die Flüssigkeit bloſses Wasser, so ensteht am — Drathe ein Strom von Wasserstoffgas, am + Drathe aber, wenn er aus Gold oder Platin besteht, ein Strom von Sauerstoffgas; beide Gasarten können in einem kleinen Apparate (Fig. 7. Taf. IV.) unter besonderen Glasglocken, eine jede unvermischt mit den vorher mit ihr verbundenen Bestandtheilen, aufge-

fangen werden. Besteht der + Drath nicht aus Gold oder Platin, sondern aus einem leicht oxydirbaren Metalle, z. B. Kupfer, so senken sich von seiner Oberfläche immer mehr zunehmende Wölkchen von Kupferoxyd nieder, welche daher entstehen, daſs der Sauerstoff, statt Gasgestalt anzunehmen, sich mit dem Kupfer verbindet. Ist hingegen die Flüssigkeit Schwefelsäure, so wird am — Drathe Schwefel abgesetzt, und am + Drathe Sauerstoffgas entwickelt. War die Flüssigkeit ein Salz, so sammelt sich am — Drathe, auſser dem Wasserstoffgase, welches entweicht, auch das Alkali oder die Erdart, mit einem Worte, die Basis des Salzes, während um den + Drath herum das Sauerstoffgas entweicht, und die Säure des Salzes sich ansammelt; dabei bleiben beide an ihrem Drathe in freiem Zustande. Wenn der positive Drath nicht aus Gold oder Platin besteht, so wird er durch den ausgeschiedenen Sauerstoff des Wassers oxydirt, und dieses Oxyd bildet mit der Säure des Salzes ein Metallsalz. Enthält die Flüssigkeit selbst ein Salz eines Metalles, welches bedeutend geringere Verwandtschaft zum Sauerstoff, als der Wasserstoff des Wassers besitzt, so wird das Wasser gar nicht, sondern nur das Metallsalz zerlegt, und zwar auf die Weise, daſs der Sauerstoff des Metalloxyds nebst der Säure an den + Drath geht, das Metall aber gefällt wird oder sich an dem — Drathe in metallischer Gestalt anlegt.

Aus allem diesen ersieht man daher, daſs bei den Entladungen durch eine Flüssigkeit Sauerstoff und Säuren vom negativen Pole abgestoſsen und vom positiven angezogen werden. Hierbei werden die Verwandtschaften der Körper überwunden, die stärksten chemischen Banden gelöst und die Körper in ungebundenen Zustand versetzt. Alle Körper werden nicht mit gleicher Leichtigkeit, und im Allgemeinen um so weniger leicht zerlegt, je mehr sie mit Wasser verdünnt sind. Körper, welche in der Regel durch kleine Säulen keine Zersetzung erleiden, z. B. Kali und Phosphorsäure, werden durch groſse Plattensäulen leicht zerlegt, wenn man sie mit so wenig Wasserge-

halt, als möglich, anwendet, so daſs es vielleicht keine chemische Verwandtschaft giebt, die nicht innerhalb des Wirkungskreises einer hinreichend kräftigen elektrischen Säule aufgehoben und überwunden werden könnte. Dessen ungeachtet giebt es noch verschiedene Körper, an welchen wir deutlich wahrnehmen, daſs sie aus Sauerstoff und einem brennbaren Radikal zusammengesetzt sind, die wir aber dennoch durch Elektricität bis jetzt nicht haben zerlegen können, und das vermuthlich deſshalb, weil dazu eine noch intensivere Elektricität erfordert wird, als man bisher angewendet hat.

Da diese Erscheinungen schwerlich statt haben könnten, wenn nicht die chemischen Verwandtschaften, im Ganzen genommen, als Wirkungen elektrischer Kräfte zu betrachten wären; so liegt in der vollkommenen Entwikkelung dieses Gegenstandes der Schlüssel zur Theorie der Chemie.

Der Umstand, daſs die Bestandtheile des Wassers nach der Zerlegung sich von einander trennen und jeder von ihnen um den entsprechenden Drath sich ansammelt, und zwar selbst dann, wenn die Dräthe weit von einander abstehn oder gar z. B. durch einen vegetabilischen oder animalischen Stoff von einander getrennt sind, war anfangs schwer zu erklären, zumal da keines dieser gasartigen Bestandtheile in einer bemerkbaren Menge im Wasser löslich ist. Wenn man z. B. eine Glasröhre AD (Fig. 8. Tafel IV.) an dem einen Ende mit einer feuchten Blase zubindet, sie zu $\frac{2}{3}$ mit Wasser anfüllt, dann in ein anderes Gefäſs mit Wasser eintaucht, in dieses letztere einen Drath BC hineinbringt, und in das Wasser der Glasröhre ebenfalls einen Drath steckt, so wird der positive Drath Sauerstoff, der negative aber Wasserstoff entwickeln, ungeachtet beide Wasserportionen durch die Blase von einander getrennt sind. Diese Trennung ist indessen bloſs scheinbar, weil das Wasser die Blase erweicht, ihre Zwischenräume ausfüllt und daher in beiden Gefäſsen ein zusammenhängendes Ganze ausmacht.

Die Wanderung der Bestandtheile nach ihren ver-

schiedenen Polen ist nicht mehr schwer zu begreifen, seitdem man darüber im Reinen ist, daſs dazu ein ununterbrochener Zusammenhang der Flüssigkeit unumgänglich erfordert wird. Es sei AB (Fig. 9. Taf. IV.) der + Drath einer Säule, und BC der — Drath; der Abstand zwischen beiden sei mit Wasser angefüllt, welches wir uns als aus Atomen Sauer- und Wasserstoff zusammengesetzt denken, und die wir mit Kugeln bezeichnen; die obere Reihe der Kugeln gehöre dem Wasserstoff, die untere dem Sauerstoff an. Wenn die Säule noch nicht wirksam ist, stehen die Kugeln wie in Fig. 9.; fängt sie aber an zu wirken, und der + Drath stöſst den Wasserstoff ab und zieht den Sauerstoff an, so wie der — Drath diesen abstöſst und den Wasserstoff an sich zieht; so muſs dann die Reihe der Wasserstoffkügelchen sich nach dem — Drathe, die Reihe der Sauerstoffkügelchen aber sich nach dem + Drathe hin bewegen, und die bloſse Ansicht der Figur 10 ist hinreichend, zu zeigen, daſs kein Wasser- oder Sauerstoff eher, als an dem entsprechenden Drathe frei werden kann, und daſs das zwischen beiden Dräthen befindliche Wasser stets unzerlegtes Wasser bleiben muſs. Es liegt am Tage, daſs die Erklärung dieselbe bleiben muſs, wenn man die obere Reihe der Kugeln Metall, Alkali oder Erde, und die untere Reihe Sauerstoff oder Säure nennen will.

Die Gestalt, welche die dabei frei werdenden Körper annehmen, rührt nicht von der Elektricität her, sondern wird durch ihre chemische Natur bestimmt; gasförmige entweichen als Gas; unlösliche werden gefällt, und lösliche bleiben in der Flüssigkeit um den entladenden Leiter herum zurück.

Ehe ich die Berührungs-Elektricität verlasse, muſs ich noch eine andere Erscheinung kürzlich erwähnen, die ich an keiner anderen Stelle habe berühren können. Man hat gefunden, daſs manche Körper, unter gewissen Umständen, nur Eine von den beiden Elektricitäten durchlassen, die andere aber isoliren. Man nennt sie **unipolare Leiter.** Gut ausgetrocknete Seife z. B.

leitet die positive Elektricität, isolirt aber die negative. — Die Flamme des brennenden Phosphors leitet die negative E. und isolirt die positive. Diese Phänomene zeigen sich indessen nicht eher, als bis man mit dergleichen Körpern die elektrische Säule zu entladen versucht, wo man findet, daſs sie diese nicht entladen, ungeachtet sie sonst die Elektricität ziemlich gut, und die eine Elektricität eben so leicht, wie die andere leiten. Wenn man daher zwei Dräthe, die mit den beiden Polen der Säule in Verbindung stehen, in ein gehörig isolirtes Stück wohl getrocknete Seife dergestalt hineinsteckt, daſs ihre Enden in einem geringen Abstande einander gegenüber stehen; so wird die Säule nicht entladen, und wenn man an den Polen Elektrometerkugeln aufgehängt hat, so behalten diese ihre Divergenz bei, als ob keine Verbindung zwischen den Polen statt fände. Wenn man hingegen die Seife mit einem Metalldrathe in Berührung, und diesen mit dem Erdboden in Verbindung bringt, so wird die Elektricität des positiven Pols abgeleitet, und seine Elektrometerkugeln fallen zusammen; dabei steigt aber die elektrische Intensität des negativen Pols auf ihr Maximum und die Elektrometerkugeln stoſsen hier einander mehr, als vorher, ab. Macht man diesen Versuch mit der Flamme des brennenden Phosphors, oder mit dem, von einem am Dochte einer Weingeistlampe glühenden Platindrathe aufsteigenden Dampfe (wobei ebenfalls eine Säure gebildet wird), so ist der Erfolg ganz umgekehrt.

Diese Erscheinungen gehören zu den noch nicht erklärten Gegenständen der Elektricitätslehre, und zwar deſshalb, weil man noch nicht einzusehen vermocht hat, warum diese unipolaren Leiter der einen Elektricität einen leichteren Durchgang zum Erdboden, als zu einem Körper gestatten, welcher die entgegengesetzte Elektricität im Ueberschuſs enthält und sich zu neutralisiren strebt. Man hat gefunden, daſs die meisten Körper bis zu einem gewissen Grade unipolare Leiter sind, wiewohl sich dieſs gröſstentheils nicht ohne Schwierigkeit bemerken läſst; und daſs diese Unipolarität mit ihren elektrochemischen Eigen-

schaf-

schaften in gewissem Verhältnisse steht, so daſs sie diejenige Elektricität, die sie durch Berührung gewöhnlich annehmen, leiten, die entgegengesetzte aber isoliren. Die Alkalien und Seife sind folglich unipolare Leiter für die + E, Säuren hingegen und die Phosphorflamme für — E. Läſst man die Flamme eines Körpers, der ein Alkali bildet, z. B. des Kaliums, oder eines Körpers, der vielen Wasserstoff enthält, zwischen zwei gleichen Metallkugeln brennen, die mit entgegengesetzten Elektricitäten elektrisirt sind, so zieht sich die Flamme nach der negativen Kugel; der gröſste Theil des Rauches setzt sich daran fest, und die Kugel wird erhitzt, während die andere kaum warm wird. Dagegen zieht sich die Flamme solcher Körper, welche Säuren bilden, z. B. des Phosphors, Schwefels u. s. w. nach der positiven Kugel, welche mit Rauch überzogen und erhitzt wird.

Die Entdeckung der Berührungs-Elektricität und ihrer Wirkungen ist, in Hinsicht ihres Einflusses auf die Entwickelung aller Theile der Naturkunde, vielleicht eine der wichtigsten, welche der menschliche Scharfsinn jemals gemacht hat. Wenn man überlegt, was seit ihrer Entdeckung schon jetzt aus der chemischen Philosophie geworden ist, und sich erinnert, daſs man noch vor 25 Jahren keine Ahnung davon hatte; so kann man sich Glück wünschen, in einem Zeitalter geboren zu sein, in welchem das menschliche Geschlecht mit schnelleren Schritten als jemals, seiner geistigen Veredelung entgegenschreitet.

Den ersten Anlaſs zu diesen Entdeckungen gab eine ganz gewöhnliche elektrische Erscheinung. Aloys Galvani, Professor der Anatomie zu Bologna, lieſs einige Zöglinge sich im Zergliedern von Fröschen üben, und als einer von ihnen zufällig einen Funken von einer in der Nähe stehenden Elektrisirmaschine erhielt, fingen die Muskeln des Frosches unter dem Messer des Zergliederers an zu zucken. Galvani faſste diese Erscheinung auf und beschloſs, näher zu untersuchen, welche Belehrung der Mensch aus dieser unerwarteten und ungewöhnlichen Em-

pfindlichkeit der Nerven eines todten Frosches für Elektricität ziehen könne, wenn dieselben zu Elektroskopen für atmosphärische Elektricität angewendet würden. Zum Behuf eines solchen Versuches, schnitt er ein Stück Rükkenmark nebst den damit zusammenhängenden unteren Extremitäten eines Frosches aus, zog hierauf einen Kupferring durch das Rückenmark, und bemerkte, nachdem er mit dieser Vorrichtung längere Zeit Beobachtungen über die Elektricität der Atmosphäre gemacht hatte, ganz zufällig, dafs ein zerschnittener und mit einem Haken zum Aufhängen versehener Frosch, als er auf ein Gefäfs von verzinntem Eisenbleche gelegt wurde, Zuckungen bekam, die sich immer wiederholten, so oft der Haken, wenn er von dem Bleche aufgehoben worden, dieses wieder berührte. — Galvani fand bald nachher, dafs, wenn man zwei verschiedene Stellen eines so zerschnittenen Frosches mit zwei verschiedenen Metallen belegte, stets Zuckungen in dem Frosche entstünden, sobald die Metalle sich berührten oder mittelst eines Metalldraths verbunden würden, und dafs Zink und Silber diese Erscheinung besser als andere Metalle hervorbrächten. Nun war die Entdeckung geschehen. Galvani machte im Jahre 1791 seine Versuche in einer Druckschrift bekannt, und nannte den wirkenden Stoff animalische Elektricität. Sein Wunsch, aus dieser Entdeckung Nutzen für seine Hauptwissenschaft zu ziehen, verleitete ihn zu mancherlei physiologischen Theorien, die aber bald wieder in Vergessenheit geriethen.

Während des folgenden Jahrzehents wurde von vielen achtungswerthen Naturforschern eine so grofse Anzahl von Versuchen über diesen Gegenstand angestellt und beschrieben, dafs eine Sammlung derselben ziemlich eine kleine Bibliothek ausmachen würde. Man richtete seine Aufmerksamkeit dabei vorzüglich auf Physiologie und fing an, den Stoff, welcher die Zuckungen in dem präparirten Frosche hervorbrachte, als ein eigenes, mit der Elektricität analoges, feines Fluidum zu betrachten, welches man Galvanismus nannte, welchen Namen die

Berührungs-Elektricität noch jetzt oft führt. Die Chemie hatte bis dahin noch keinen Nutzen aus dieser Entdeckung gezogen, und konnte damals die Umschaffung noch nicht ahnen, die für sie daraus hervorgehen würde.

Im Jahre 1800 trat Alexander Volta mit der Entdeckung der elektrischen Säule auf, und nach Verlauf eines halben Jahres gab es wohl kaum einen Naturforscher mehr, welcher nicht Volta's erstaunenswürdige Erfindung durch eigene Erfahrungen bekräftiget gefunden hätte. Volta beschrieb die Säule als eine elektrische Vorrichtung, in welcher die Elektricität durch gegenseitige Berührung verschiedenartiger Metalle hervorgebracht würde. Die Meinungen darüber waren getheilt, weil man nicht einig darüber war, ob der in der Säule wirkende Stoff, der Galvanismus, Elektricität sei, oder nicht. Man kam indessen bald darüber zur Gewiſsheit, nämlich auf die Weise, daſs man zwei elektrische Ladungsflaschen zu gleicher Intensität lud, und zwar die eine durch eine starke elektrische Säule, und die andere durch eine gewöhnliche Elektrisirmaschine; wobei man fand, daſs ihre entgegengesetzten Belegungen einander entladeten. — Ueber die Ursachen der elektrischen Ladung der Säule lag man dagegen lange im Streite. Die fast bis ins Unendliche verschiedene Wirksamkeit der Säule bei Anwendung verschiedenartiger Flüssigkeiten, die insonderheit beim Gebrauch der Salpetersäure am stärksten ist, gab Anlaſs zu der Vermuthung, daſs eine andere Ursache, als die Berührung, hier wirke, und daſs vornehmlich die Oxydation des einen Metalls als *primum movens* der Elektricität zu betrachten sei, da die Erregung derselben in dem Maaſse zunehme, wie die Oxydation stärker werde. Eine groſse Anzahl von Naturforschern sah daher die Elektricität der elektrischen Säule als eine Folge von der Oxydation des Zinks, und diese als eine nothwendige Bedingung an, ohne welche diese Elektricität nicht statt finden könne. Volta und mehrere andere Naturforscher traten mit kräftigen Beweisen gegen diese Idee auf; völlig abgemacht aber wurde die Sache wohl erst durch eine Reihe von

Untersuchungen von Humphry Davy, worüber er der Königl. Societät zu London im November 1806 einen Bericht erstattete, der zu den vortrefflichsten Abhandlungen gehört, welche jemals die Theorie der Chemie bereichert und erweitert haben.

Ungeachtet die endliche Erforschung der Wahrheit so viel Mühe kostete, so können wir sie doch jetzt durch ganz einfache Versuche aufser Zweifel setzen. Ein solcher Versuch ist folgender: Man gieſse auf den Boden eines jeden Bechers der Batterie Taf. I. Fig. 14. ätzende Kalilauge, auf diese aber Salpetersäure, jedoch mit Vorsicht, damit sich nicht beide Flüssigkeiten vermischen. Das Zink steht nun im Alkali, und das Kupfer in der Säure, von welcher es nach und nach oxydirt und aufgelöst wird, während das Zink vom Alkali nicht angegriffen wird. Wäre nun die Oxydation das *primum movens* der Elektricität, so würde bei Entladung der Säule der Kupferpol positiv und der Zinkpol negativ sein, d. h. die Metalle würden die umgekehrten EE besitzen. Läſst man aber die Säule sich wirklich entladen, so hört die Oxydation des Kupfers in der Säure augenblicklich auf, das Zink oxydirt sich sichtbar im Alkali, und der Zinkpol wird, wie gewöhnlich, positiv. Daraus folgt augenscheinlich, daſs nicht die Oxydation, sondern die Berührung der Metalle die wahre Ursache der Elektricitäts-Entwickelung in der Säule sei.

Die chemischen Wirkungen der elektrischen Säule erweckten anfangs die Aufmerksamkeit der Erfinder weniger, als ihre physischen Erscheinungen. Zwei Engländer, Nicholson und Carlisle, bemerkten zuerst, daſs sie das Wasser zerlege und die ausgeschiedenen Bestandtheile desselben sich um die verschiedenen Pole ansammelten. — Diese chemischen Wirkungen wurden nunmehr ein wichtiger Gegenstand der Untersuchung; man glaubte entdeckt zu haben, daſs der + Pol bei seiner Entladung durch Flüssigkeiten Säuren, der — Pol aber Alkalien erzeuge, und fing an zu vermuthen, daſs aus den Bestandtheilen des Wassers an den entsprechenden Polen Salzsäure und

Natron gebildet werden könnten. Simon bewies aber, daſs aus reinem Wasser weder Säure noch Alkali, sondern bloſs Sauer- und Wasserstoffgas erhalten werde. — Bei einer Reihe von Versuchen, die ich mit Hisinger anstellte, und die wir im J. 1803 bekannt machten, gelang es uns, die wahre Beschaffenheit der vermeinten Bildung von Säure und Alkali darzulegen, und zu zeigen, daſs alle diese Erscheinungen von den vorerwähnten allgemeinen Gesetzen abhängig sind, nach welchen bei Entladung der Säule durch Flüssigkeiten die brennbaren Körper und Salzbasen um den — Pol, der Sauerstoff und die Säuren aber um den + Pol sich ansammeln. Davy wiederholte vier Jahre später diese Versuche mit gröſseren Apparaten, und bewies, daſs dieses Gesetz bis zu einem Grade gültig sei, wovon man bis dahin noch keine Ahnung gehabt hatte. Seine wirksamen Apparate schieden sogar die Kieselerde und das Natron aus dem Glase, worin er seine Versuche anstellte, so daſs sich deutliche Spuren von Natron am — Leiter zeigten; auch glückte es ihm, Körper zu zerlegen, die bis dahin unzerlegt geblieben waren, und indem er dadurch die gewagte Vermuthung des groſsen Lavoisier über die Natur der Alkalien bestätigte, zog er aus diesen Körpern, mit Hülfe der reducirenden Kraft der Elektricität, eine Reihe neuer, ungekannter metallartiger Körper, welche die erstaunenswerthen Folgen von den Entdeckungen der Berührungs-Elektricität um ein Ansehnliches vermehrten.

De Luc erfand im J. 1804 die trockenen Säulen aus Silberpapier und Zink; Jäger erklärte die Theorie derselben, nach meinem Erachten, am wahrscheinlichsten; und die Erscheinung der unipolaren Leiter ist eine Entdeckung Erman's.

4. Erregung der Elektricität durch einen unbekannten chemischen Prozeſs in den Wolken.

Gewisse Wolken bringen eine eigenthümliche Erscheinung hervor, welche wir Donner nennen. Diese Wol-

ken zeigen von ihrer Entstehung an Merkmale von freier Elektricität; diese wächst aber zuweilen augenblicklich zu einem außerordentlichen Grade elektrischer Ladung, entweder zwischen verschiedenen Wolkentheilen, oder zwischen ihnen und dem Erdboden, an, und entladet sich durch einen starken Funken, welcher zuweilen ungemein große Sprünge macht und das eigentliche Phänomen des Donners oder Donnerschlages ausmacht. Zuweilen, wenn die Wolken und der Erdboden eine schwache entgegengesetzte elektrische Ladung haben, entsteht keine so heftige Entladung, sondern die Elektricität setzt sich allmählig ins Gleichgewicht. Geschieht dieß in der Nacht, so sieht man erhabene spitzige Theile des Erdbodens mit größeren oder kleineren elektrischen Flammen leuchten, die man Elmsfeuer nennt; diese Körper blasen nehmlich, vom Erdboden aus, den Wolken und der Luft eine entgegengesetzte Elektricität zu und stellen das Gleichgewicht her. Diese Erscheinung zeigt sich besonders oft zur See, und ist im Großen dasselbe, was die Flamme an spitzigen Körpern in der Nähe von großen Elektrisirmaschinen im Kleinen ist.

Die Ursachen von der Vertheilung der Elektricitäten in den Wolken sind uns völlig unbekannt; sie müssen sich aber auf einen chemischen Prozeß gründen und die Vertheilung muß in einem einzigen Augenblicke zur vollen Ladung anwachsen können, da eine und dieselbe Wolke oft schnell hinter einander fortblitzt, und außerdem die Wolken, weil sie aus Wasserdünsten bestehen und folglich Leiter sind, eine langsam erregte Elektricität sehr bald ohne Funken ins Gleichgewicht bringen müßsten.

Geschieht der Schlag zwischen den Wolken und dem Erdboden; so sagt man, der Blitz oder Donner schlägt ein. Gewöhnlich trifft ein solcher Schlag irgend einen erhöhten Gegenstand, z. B. einen Baum, einen Thurm, ein Haus und dergl., und dieß zwar um so leichter, je mehr der Gegenstand leitend und spitzig ist. Wenn man einen solchen Blitzschlag in einer geringen Entfernung

beobachtet, so findet man am gewöhnlichsten, dafs ein elektrischer Funke im Zickzack aus dem Thurme oder Hause nach den Wolken emporfährt; bisweilen sieht man aber auch, dafs aus beiden Funken hervorbrechen und in der Luft einander begegnen. Schlägt der Blitz in die See, so liegt die Wolke tief und senkt sich kurz vor dem Ausbruche des Funkens noch tiefer, und dieser scheint nun von der Wolke auszugehen; das Wasser hebt sich ihm entgegen in Gestalt eines kleinen Kegels, und dadurch wird die Stelle, wo der Blitz einschlägt, mit kleinen Wogen umkreist.

Man hat versucht, Häuser und Gebäude durch sogenannte *Blitzableiter* vor dem Einschlagen zu sichern. Sie sind von zweierlei Art, spitzige und stumpfe; beide Arten bestehen aus einer Metallmasse, die in einer zusammenhängenden Strecke von den obersten Theilen der Gebäude bis einige Fufs tief unter die Erde fortläuft; die spitzigen Ableiter endigen sich oben in eine aufwärts stehende feine Spitze von Silber; die stumpfen hingegen mit einer Metallkugel.

Beide Arten haben ihre Vortheile und ihre Unbequemlichkeiten. *Spitzige* Ableiter sind dazu bestimmt, einer nahe über dem Hause weggehenden Gewitterwolke von der Erde aus allmählig entgegengesetzte E. zuzuströmen, die freie E. derselben dadurch zu sättigen und ihrer Entladung zuvorzukommen. Diese Ansicht gründet sich auf die Meinung, dafs eine Donnerwolke eine lange Weile stark geladen sein könne, ohne sich zu entladen, und dafs man sie defshalb einem grofsen elektrisirten Leiter vergleichen könne, welcher über dem Hause und dem Blitzableiter hinziehe. Wir haben aber Grund zu vermuthen, dafs die aus einer Gewitterwolke hervorblitzende Elektricität in demselben Augenblicke, (oder höchstens wenige Augenblicke vorher) frei wird, wo sie als Funke hervorbricht, und in diesem Falle kann der spitzige Ableiter ihr nicht schnell genug entgegengesetzte Elektricität zublasen. Vielmehr wird er statt dessen den Schlag aus weiterer Entfernung anziehen, der aufserdem viel-

leicht zwischen den verschiedenen Wolkenschichten oder auf einer andern Stelle des Erdbodens sich entladen hätte. Spitzen haben daher den grofsen Fehler, dafs sie wirklich den Blitz, so zu sagen, zu sich herablocken; dagegen haben sie aber allerdings auch den Nutzen, dafs sie seine Heftigkeit vermindern und eine langsamere Entladung bewirken. — Stumpfe Blitzableiter haben die Bestimmung, den elektrischen Schlag in seiner ganzen Stärke aufzufangen, und müssen daher nach einem grofsen Maafsstabe angelegt werden, wenn sie nicht schmelzen, oder zu Beschädigungen der Gebäude durch Seitenschläge der Elektricität Anlafs geben sollen. Sie haben den Vortheil, dafs ein Blitz, der das Haus trifft, dieses in der Regel verschont, und am Ableiter niederfährt.

5. Erregung der Elektricitäten durch einen eigenen organisch-chemischen Prozefs.

Einige Fische haben die sonderbare Eigenschaft, sich durch starke elektrische Schläge zu vertheidigen, wodurch Thiere, die sich ihnen nähern, gelähmt und mitunter getödtet werden können. Fische dieser Art sind der Zitteraal, *(Gymnotus electricus)*, der Zitterrochen, *(Raja Torpedo)*, der Zitterwels, *(Silurus electricus)* und der *Trichiurus indicus*. Diese Fische besitzen eigene Organe, womit sie augenblicklich einen unglaublich starken elektrischen Schlag hervorbringen können, so dafs ein Mensch es nicht gern wagt, einen grofsen und eben erst gefangenen Fisch der Art zu berühren. Diese Organe liegen mehr an der Oberfläche des Körpers und sind bei jeder dieser Fischarten anders gestaltet. Sie haben sehr starke Nerven, und wenn das Organ weggenommen, oder ein Nervenstrang, welcher zu demselben führt, abgeschnitten wird, so stirbt der Fisch zwar nicht sogleich, verliert aber seine ganze elektrische Kraft.

Diese Organe haben eine Art von zelliger Struktur und sind sehr reich an Blutgefäfsen, daher man sie gleich nach Entdeckung der elektrischen Säule, mit dieser Vor-

richtung verglichen hat. Allein allem Anscheine nach hat hier die Vertheilung der Elektricitäten einen ganz anderen Grund. Diese Fische sind an und für sich nicht elektrisch und zeigen am Elektrometer keine Spur von Elektricität; dieſs beweist aber, daſs sie sich in einem Augenblicke laden und entladen können, und dieſs beruht sogar einzig und allein auf ihrer Willkühr, da sie zu einer Zeit gar keinen Schlag, zu einer anderen aber äuſserst heftige Stöſse geben, und diese alle zwei bis drei Sekunden wiederholen. Sie geben den Schlag in und auſserhalb dem Wasser, doch nur bei unmittelbarer Berührung; denn der mindeste Zwischenraum von Luft oder Wasser verhindert den Schlag. Der Fisch muſs überdieſs in zwei Punkten berührt werden, wenn er einen Schlag geben soll, ungeachtet diese Punkte keine bestimmte Stelle einnehmen, und einander so nahe liegen können, daſs man sie beide auf einmal berühren kann, wenn man den Finger auf den Fisch drückt. Isolirt man sich und berührt den Fisch mittelst eines Metalls, so erhält man keinen Schlag, weil er sich durch das Metall entladet. Daher kann man einen solchen Fisch ohne alle Ungelegenheit handhaben, wenn man ihn auf eine metallene Schüssel legt, oder zwei Seiten desselben durch Metall in Verbindung bringt, weil dann alle Schläge, die der Fisch giebt, durch das Metall ausgeladen werden. Einige Male will man bei diesen Schlägen elektrische Funken bemerkt haben. Bei einem gefangenen Fische nimmt die elektrische Kraft in dem Maaſse ab, als seine Lebenskräfte sich vermindern.

Magnetismus.

Eine gewisse Art von Eisenerzen besitzt die Eigenschaft, mit mehr oder weniger Kraft Eisen anzuziehen und fest zu halten. Man nennt einen solchen Eisenstein einen M a g n e t. Seine Anziehungskraft äuſsert sich nur

auf eine geringe Entfernung und wird von andern Körpern, die zwischen ihm und dem Eisen sich befinden, in dem Falle unterbrochen, wenn ihre Dicke gröſser ist, als der Abstand, auf welchen sich die Wirksamkeit des Magnets erstreckt.

Eine groſse Menge von Körpern, welche Eisen in metallischer Gestalt oder in geringen Graden der Oxydation enthalten, werden vom Magnet angezogen, und verschiedene Körper, die sonst nicht eisenhaltig sind, aber durch Bearbeitung mit eisernen Werkzeugen einen, wenn auch unmerklichen, Zusatz davon bekommen, erhalten dadurch die Eigenschaft dem Magnet zu folgen, wie z. B. gefeiltes Zink. Auſser dem Eisen werden auch metallisches Nickel, Kobalt, Mangan und Chrom vom Magnet angezogen, verlieren aber diese Eigenschaft durch Vermischung mit Arsenik. — Um zu entdecken, ob ein Körper vom Magnet angezogen wird, braucht man ihn nur auf Quecksilber, oder auf Kork im Wasser schwimmen zu lassen, und ihm den Magnet immer mehr und mehr zu nähern, oder auch wohl den zu untersuchenden Körper selbst der Spitze einer empfindlichen Magnetnadel zu nähern.

Jeder Magnet hat zwei Punkte, in welchen sich sein Magnetismus am stärksten äuſsert; sie heiſsen die Pole des Magnets, und wenden sich, wenn man den Magnet an einem Faden aufhängt, der eine nach Norden, der andere nach Süden, daher sie den Namen Nordpol und Südpol erhalten haben. Hat man zwei Magnete auf diese Weise aufgehängt, so findet man, daſs ihre nach einerlei Weltgegend gerichteten Pole einander abstoſsen, die nach entgegengesetzter Richtung sich wendenden Pole hingegen einander anziehen. Zuweilen findet man natürliche Magnete mit drei bis vier Polen, was theils von der Gestalt des Steines, theils von seiner Zusammensetzung herrühren kann.

Wenn man an die Pole eines Magnets zwei Stückchen Eisen so befestiget, daſs sie ein wenig unter dem Magnet hervorragen; so äuſsert sich die magnetische Kraft

durch diese Stückchen Eisen, wenn sie auf Einmal wirken können, weit stärker, als durch die unbelegten Pole. Einen solchen Magnet nennt man armirt. Gewöhnlich verbindet man diese Eisenstücken durch ein eisernes Stäbchen, das der Anker heifst, an welches man nach und nach immer gröfsere Gewichte hängen kann, die der Magnet fest hält, dessen Kraft dadurch allmählig um ein bedeutendes verstärkt wird. Durch Wärme wird der Magnet schwächer, erhält aber seine Kraft durchs Erkalten wieder. Durch Glühen wird sie gänzlich zerstört, so auch durch Pülvern, Oxydiren und Auflösen.

Man hat mehrere Vermuthungen über die Natur des Magnetismus. Wir werden ihn jedoch hier nur als einen polaren Zustand betrachten und zur Erleichterung des mündlichen und schiftlichen Ausdrucks den Nord M durch + M, den Süd M durch — M bezeichnen.

Wenn man ein Stück Eisen nach dem einen Pole des Magnets, z. B. dem + Pole, führt, so entsteht in diesem Eisen eine magnetische Polarität. — M sammelt sich in dem, vom Magnete berührten Ende, und + M, in dem entfernteren Ende an, gerade so, wie es bei der Elektricität der Fall ist, wenn ein elektrischer Leiter in die Nähe eines elektrisirten Körpers gebracht wird. Man kann sich diefs leicht durch folgenden Versuch versinnlichen. Wenn man zwei Zoll lange Stückchen Eisendrath an freien Fäden neben einander aufhängt, und ihnen bis auf eine geringe Entfernung einen etwas kräftigen Magnet nähert; so werden sie sich von einander entfernen, so wie Fig. 16. Taf. I. zeigt, weil sie durch die Einwirkung des Magnets polarisch werden, und die gleichen M in den nach einer Richtung gewendeten Enden der Dräthe einander abstofsen, so lange der Abstand des Magnets so grofs ist, dafs die Anziehungskraft desselben die Abstofsungskraft der einander am nächsten liegenden Drathenden nicht überwindet. Bringt man den Magnet dann noch näher, so werden die — Enden der Dräthe von dem + Pole angezogen und nähern sich einander; die positiven Enden hingegen stofsen einander zurück,

wie in Fig. 15., weil die Abstoſsungskraft der — Enden durch den + Pol des Magnets überwunden wird, die + Enden der Dräthe aber dieselbe beibehalten. Noch ein Beispiel ist Taf. I. Fig. 17. dargestellt. a b ist ein Stückchen Eisendrath, welches an einem feinen Seidenfädchen hängt, und c d ein Stückchen Eisen, welches auf einem kleinen Gestelle so aufgestellt wird, daſs noch ein Abstand zwischen d und b bleibt. Nähert man nun dieser Vorrichtung bis auf einige Entfernung einen Magnet, wie durch e angedeutet ist, so werden d und b getrennt, weil der Pol des Magnets einerlei M in ihnen erregt, und diese einander abstoſsen. Nähert man aber den Magnet, wie in Fig. 18, von der Seite, so ziehen das Stückchen Eisen und der Drath einander an, weil nun durch die magnetische Polarität in a b das eine M in b sich ansammelt, und das andere M sich in d anhäuft, wodurch b und d nun einander anziehen müssen.

Diese Polarisation geht so weit, daſs, wenn a b Fig. 19. den + Pol eines Magnets vorstellt, und b c ein Stück Eisen, welches der Magnet für sich nicht völlig tragen kann, dieses Stück Eisen dann von ihm getragen wird, wenn man ein anderes Stück Eisen d e unter b c bringt. Es zertheilt nämlich dann das in c angehäufte + M den magnetischen Stoff in d e, wodurch (gerade so, wie durch zusammengestellte Plattenpaare in den elektrischen Säulen die Elektricität stärker zertheilt wird), mehr + und — M in b c ausgeschieden, und sonach dem + Pole des Magnets, in dem Ende b des Eisens b c, mehr — M wirkend entgegengestellt wird. Nimmt man d e hinweg, so hört die stärkere Zertheilung in b c wieder auf, und es fällt wieder vom Magnete ab. Auf diesen Umstand gründet sich die bekannte Erscheinung, daſs ein Magnet von einem Amboſse ein gröſseres Stück Eisen aufhebt, als von einem Tische.

Ein Magnet ist folglich ein Körper, dessen magnetischer Stoff sich in steter Vertheilung befindet, so daſs sich fordauernd das + M in dem einen, und — M im anderen Pole ansammelt. Wird ein Stück Eisen von ei-

nem Magnet berührt, so wird es dadurch ebenfalls zum Magnet, so lange es nämlich in der Nähe des erstern ist und so in + und — M von einander getrennt bleibt. Entfernt man es wieder vom Magnete, so vereiniget sich sein + und — M wieder zu o M, oder zu dem nicht wahrnehmbaren magnetischen Stoffe, und das Stück Eisen verliert seinen Magnetismus wieder. Kann man es aber in eine solche Lage bringen, daſs sein + und — M stets gesondert bleiben, so ist es zum Magnete geworden, so gut wie der es war, der seine beiden M erst von einander trennte.

Reines Eisen kann seinen M nicht in vertheiltem Zustande behalten; wohl aber kann der Stahl, der eine Vereinigung von Eisen mit etwas Kohle ist, die magnetische Kraft leicht an sich halten, wenn er im magnetischen Zustande gerieben wird, und zwar am besten mit einem Magnete. Dieſs nennt man magnetisiren und geschieht auf folgende Weise:

1) Durch den einfachen Strich. Man nimmt eine Stahlstange, setzt auf der Mitte derselben den + Pol eines Magnets auf, und streicht damit bis an das eine Ende der Stahlstange und noch ein Stück darüber hinaus; setzt dann den Magnet abermals in der Mitte der Stange auf, streicht nach derselben Richtung fort und wiederholt dieses Verfahren 40 bis 50 mal. Auf dieselbe Weise behandelt man die andere Hälfte der Stahlstange mit dem — Pole des Magnets. Dabei muſs man aber wohl in Obacht nehmen, daſs man niemals von einem Ende nach der Mitte zurückstreicht, weil dadurch der Magnetismus zerstört wird. Dasjenige Ende der Stange, welches mit dem + Pole des Magnets bestrichen wird, empfängt — M, das mit dem — Pole bestrichene Ende aber + M.

2) Durch den Doppelstrich. Man bedient sich dazu ebenfalls einer Stahlstange, setzt auf ihre Mitte den Magnet mit beiden Polen auf und streicht damit langsam vor- und rückwärts von einem Ende zum andern. Will man mit Streichen inne halten, so zieht man den Magnet

in der Mitte der Stange wieder ab, die nunmehr an demjenigen Ende, wo man den + Pol des Magnetes hinführte, — M, am andern Ende aber + M erhalten hat. Es versteht sich von selbst, daſs, wenn man die Pole des Magnets umwendet und das Bestreichen von neuem anfängt, die gleichen M einander nunmehr zurücktreiben, und daſs sich das M der Stange erst vermindert, dann ganz verschwindet, endlich von neuem zum Vorschein kommt, jedoch so, daſs das Ende, welches vorher + Pol war, nunmehr zum — Pole geworden ist.

3) Durch den Zirkelstrich, oder richtiger: Kreisstrich. Man legt vier Stahlstangen in ein Viereck zusammen, wie in Fig. 20. Taf. I. dargestellt ist, setzt den Magnet mit beiden Polen auf die eine Stange auf, und streicht, auf die vorher beschriebene Weise, von einem Stahle zum andern fort, mehreremale ringsum.

Wenn man mehrere Magnetstäbe mit gleichnamigen Polen zusammenlegt und ihre Pole an jedem Ende mit weichem Eisen verbindet, so erhält man einen einzigen verstärkten Magnet oder eine sogenannte magnetische Batterie. Gewöhnlich fügt man zwei solche Batterien in einem messingenen Futter zusammen, leitet weiches Eisen von den Polen der Stäbe aus dem Futter heraus, und bekommt so 2 Paar Pole, von welchen jedes Paar mit seinem Anker verbunden wird. Wenn man nun durch diese Batterie eine verstärkte magnetische Polarität einem stählernen Stabe beibringen will, so verbindet man, nach Steinhäusers Vorschrift, die Enden desselben mit zwei ungleichnamigen Polen der Batterie, und fährt mit einem anderen Magnete von dem einen Ende des Stabes zum andern hin und her. Am besten gelingt dieses mit zwei Stäben, deren eines Ende man mit weichem Eisen verbunden hat. Die Batterie bestimmt sowohl die Quantität als die Qualität der Polarität; das Hin- und Herfahren mit dem andern Magnete dient nur, diese zu befestigen; es ist daher gleichgültig, welcher von den Polen des streichenden Magnets nach unten hin gewandt wird. Ehe

man den gestrichenen Magnet von der Batterie wegnimmt, müssen die Pole beider durch ihre Anker verbunden werden, sonst verlieren sie von ihrer magnetischen Kraft.

Man bezeichnet sich die Nordpole mit einem Feilstriche, und legt diese künstlichen Magnete, damit ihre Kraft nicht abnehme, mit zwei und zwei ungleichen Polen so zusammen, daſs dazwischen gelegte kurze Eisenstückchen die entgegengesetzten Pole mit einander verbinden.

Es ist offenbar, daſs der Magnet bei diesen Vorgängen nichts von sich fahren läſst, da er bloſs den natürlichen magnetischen Stoff des Stahles in seine Bestandtheile, + und — M zertheilt. Der Magnet verliert deſshalb dadurch nicht das Mindeste an Kraft, und magnetisirt stets auf dieselbe Weise, wie der Kuchen des Elektrophors dessen Deckel elektrisirt, nämlich nicht durch Mittheilung, sondern nur durch Vertheilung.

Auf diese Weise können auch metallisches Eisen und Nickel magnetisch werden. Das Eisen muſs aber stets mit einem geringen Antheile eines fremdartigen Stoffes vereiniget sein, entweder mit Kohlen, wie im Stahle, oder mit Sauerstoff, wie im Magnetstein, und man hat gefunden, daſs geschmeidiges Eisen auch durch einen Gehalt an Schwefel oder Phosphor die Eigenschaft bekommt, die magnetische Kraft fest zu halten. Andere, weniger bekannte kleine Umstände bewirken, daſs eine Art Stahl viel stärker magnetisch wird, als die andere.

Da die Eigenschaften eines Magnets darauf beruhen, daſs sein + und — M an seinen beiden Enden sich anhäuft; so muſs es in der Mitte desselben eine Stelle geben, wo beide M sich berühren, und wo sonach die magnetische Kraft im Gleichgewichte ist; diese Stelle nennt man den Culminationspunkt oder Aequator.

Selbst unsere Erdkugel ist ein Magnet, dessen — M sich auf irgend einer Stelle in der Nähe des Nordpols anhäuft, wogegen sich sein + M nach dem Bezirke des Südpols hinzieht. Daher rührt die Eigenschaft des Magnets, sich nach Norden und Süden zu wenden; denn weil das

— M der Erde das + M des Magnets anzieht, so muſs dieser seinen + Pol nach Norden und den — Pol nach Süden kehren. Daher muſs auch die Erde auf Eisen und auf jeden Magnet dieselbe Kraft ausüben, die ein groſser Magnet auf Eisen und auf kleine Magnete ausübt, wenn sie in seinen Wirkungskreis kommen. Der Magnetismus der Erde ist inzwischen sehr schwach, so daſs er aufs Eisen ganz unmerklich und nur auf Magnete sichtbar einwirkt.

Hält man einen etwas kräftigen Magnet unter einen Teller oder ein Papier, worauf man Eisenfeilspäne gestreut hat, und klopft dann sacht an den Teller, so daſs die Feilspäne eine durch den Magnet bestimmte Stellung annehmen können; so legen sie sich wie Fig. 21. Taf. I. zeigt, nach den Polen zu gerade auf und nieder, richten sich in deren Nähe schief empor und laufen in der Mitte der Stange mit derselben parallel. Dasselbe geschieht, wenn man, wie in Fig. 23. dargestellt ist, über einer magnetisirten Stahlstange kleine Enden von magnetisirtem Stahldrath aufhängt. Diese kehren sich längs hin nach der Stange, laufen in der Mitte derselben mit ihr parallel, nehmen aber nach den Enden zu immer mehr und mehr eine schiefe Lage an, wobei sich ihr + Pol nach dem — Pole der Stange und ihr — Pol nach dem + Pole derselben herabneigt.

Etwas, dem völlig analoges, muſs auch beim Erdmagnetismus statt finden. Wenn man einen langen Stahlstift so aufhängt, daſs sich beide Enden desselben das Gleichgewicht halten, und ihn nachher magnetisirt; so nimmt sein Nordpol eine geneigte Stellung an, indem er gleichsam schwerer wird und nunmehr einen Winkel von 72 bis 73° mit der wagerechten Linie macht, die er vor dem Magnetisiren bildete. Bringt man einen solchen magnetischen Stift weiter nach Süden, so nimmt diese Neigung allmählig ab, und seine Stellung wird mitten auf der Erde wieder wagerecht, wie sie vor dem Magnetisiren war. Führt man ihn dann noch weiter nach dem Südpole zu; so fängt sein — Pol immer mehr und mehr

an

an sich zu neigen, und könnte man einen solchen Stift bis an die beiden magnetischen Erdpole selbst bringen, so würde er hier lothrecht emporstehen, und zwar am Südpole mit seinem Nordpole, am Nordpole aber mit seinem Südpole aufwärts. Inzwischen treffen die magnetischen Erdpole mit den Umwälzungspolen derselben nicht genau zusammen, sondern fallen etwas seitwärts; der nördliche oder — M Pol liegt nämlich nordwärts von Amerika's östlichem Vorgebirge, der + M Pol hingegen in der Südsee ewigen Eisfeldern. Daher kann auch der Erdäquator, d. h. diejenige Ebene, welche die Erde zwischen beiden Polen in zwei gleiche Hälften theilt, nicht einerlei mit dem magnetischen Aequator, d. h. mit derjenigen Ebene sein, in welcher die Magnetnadel völlig wagerecht hängt.

Wenn z. B. auf Taf. I. Fig. 22. ABCD die Erde, und A und B ihre Pole vorstellen, so mufs CD ihr Aequator sein; und wenn a und b die magnetischen Pole sind, so mufs cd der magnetische Aequator sein, welcher folglich den Erdäquator nur in zwei Punkten berührt, und auf der einen Seite der Erdkugel, im Südmeere mehr nördlich, auf der anderen Seite, im Atlantischen Meere, aber mehr südlich als der Erdäquator fällt.

Das Werkzeug, womit man die Neigung des Magnets gegen den Horizont mifst, heifst ein Neigungs- oder Inclinations-Compafs *(Boussole d'inclinaison)*. Wenn ein solches Werkzeug eine einigermaafsen richtige Beobachtung zulassen soll, mufs es in der Richtung der Magnetnadel aufgehängt werden. Hängt man es so auf, dafs seine Richtung einen rechten Winkel mit der Richtung des Magnets macht, so nimmt es eine wagerechte Stellung an.

Es ist klar, dafs, wenn man eine Eisenstange vollkommen in die Richtung und Neigung des Magnets bringt, in ihrem untern Ende eine kleine Menge + M, im oberen Ende aber etwas — M sich ansammeln mufs; wenn man daher ein längliches Stück weiches Eisen, z. B. einen Schlüssel, dem Nordpol einer Magnetnadel nähert, so wird dieser, so lange der Schlüssel eine horizontale Lage

hat, nur angezogen. Stellt man den Schlüssel aber vertikal, so wird der Nordpol von dem oberen Ende angezogen und von dem unteren abgestofsen. Dieses läfst sich mit dem nämlichen Ende bewerkstelligen, je nachdem man eins oder das andere aufwärts oder niederwärts hält. Reiben befördert diese Vertheilung und befestiget gleichsam die getheilten + und — M, wie die Bereitung der künstlichen Magnete beweist. Reibt man daher eine in die Richtung des Magnets gebrachte Stahlstange mit einem andern Stücke Eisen, oder beklopft sie von oben nach unten schwach mit einem Hammer, so befördert und befestiget man die Zertheilung des magnetischen Stoffs und die Stange bleibt nachher magnetisch. Dieses Magnetisiren beruht also auf Reiben, unter Einflufs des Erdmagnetismus. Blofses Reiben kann zwar ebenfalls bisweilen magnetisiren, aber schwächer, und es kommt dabei immer viel darauf an, sowohl das reibende, als das geriebene Stück Eisen, in die richtige Lage zu bringen.

Die Eigenschaft des Magnets, sich nach Norden und Süden zu wenden, gab uns ein unentbehrliches Hülfsmittel für Seereisen, den Compafs. Dieser besteht aus einer magnetisirten Nadel von gutem Stahl, die in der Mitte mit einer kleinen Messinghülse versehen ist, auf welcher sie ruht. Sie kehrt sich stets nach Norden und Süden, und zeigt dadurch den Seefahrern die Himmelsgegenden. Die beste Gestaltung einer Magnetnadel ist die Fig. 24. Taf. I. angegebene; nicht die gewöhnliche pfeilförmige. Den Nordpol kann man durch eine Farbe oder irgend ein anderes Merkmal bezeichnen. Diejenige Hälfte, welche — M erhalten soll, wird etwas schwerer gemacht, so dafs sie nach dem Magnetisiren mit der positiven im Gleichgewichte bleibt. Am besten magnetisirt man sie auf die Weise, dafs man zwei Magnetstangen mit den ungleichnamigen Polen so zusammenlegt, dafs sie gleichsam eine einzige bilden; auf den Vereinigungspunkt beider Stangen legt man nun den mittleren Theil der Nadel so auf, dafs jedes Ende derselben auf einer der beiden Stangen aufliegt, die man sodann, jede besonders

langsam unter der Nadel wegzieht. Wenn man dieses Verfahren einigemale wiederholt, so wird die Nadel so stark magnetisirt, als sie es überhaupt werden kann.

Da die magnetischen Erdpole nicht genau in Norden und Süden fallen, die Magnetnadel aber stets nur nach diesen magnetischen Polen hinweist; so kann sie auch niemals genau nach Norden weisen, und dieſs nennt man das Abweichen — die Declination — der Magnetnadel. Dieses Abweichen beruht aber nicht auf diesem Umstande allein; denn in diesem Falle würde sich dasselbe auf jeder beliebigen Stelle der Erdoberfläche sehr leicht bestimmen lassen. Vielmehr ist die Abweichung vielen und fast beständigen Veränderungen unterworfen. In Schweden z. B. zeigt die Magnetnadel mehrere Grade westlich, ungeachtet sie im J. 1666 richtig wies, und 1580 sogar mehrere Grade nach Osten abwich. Seitdem hat sie sich allmählig immer weiter nach Westen gewendet, scheint aber jetzt wieder nach Osten zurückzugehen.

Auſserdem erleidet sie auch tägliche Veränderungen, so daſs sie des Morgens und Abends um 9 Uhr am wenigsten, und Nachmittags zwischen 3 und 5 Uhr am stärksten nach Westen zeigt. Die Ursache von diesen Veränderungen scheint zu sein, daſs, wenn die Sonne für den Meridian des magnetischen Pols aufgeht, die magnetische Kraft des letztern durch die Tageswärme vermindert wird, und sich mehr nach dem kälteren westlichen Theile des Erdbodens hinbegiebt, bis sie Nachmittags durch allmählige Abkühlung nach und nach wieder an Stärke zunimmt, die sie auch dann die ganze Nacht hindurch unverändert beibehält. Deſshalb ist die Magnetnadel auch einer kleinen Veränderung nach den Jahreszeiten unterworfen, indem sie im Sommer am wenigsten nach Westen abweicht.

Die allgemeine Abweichung der Magnetnadel ist so unregelmäſsig, daſs sie nicht durch Berechnung gefunden werden kann, sondern durch direkte Versuche ausgemittelt werden muſs; auch ist sie zuweilen, ohne Rücksicht auf die Lage der Pole, auf manchen Stellen des Erdbodens östlich, auf andern westlich — was nothwendig von

einer stellenweise und unregelmäſsig vertheilten Ursache herrühren muſs.

Coulomb hat gezeigt, daſs alle Körper vom Magnete schwach affizirt werden, aber die feinsten Werkzeuge sind erforderlich, um es zu bemerken *).

Hansteen hat eine magnetische Polarität aller Gegenstände auf der Oberfläche der Erde durch sehr sinnreiche Versuche bewiesen, indem er gefunden hat, daſs die Magnetnadel nahe an der Erde auf der nördlichen Seite z. B. eines Baums, eines Pfahls, eine gröſsere Anzahl Schwingungen in einer bestimmten Zeit macht, als auf der südlichen Seite desselben, daſs sie aber umgekehrt auf der südlichen Seite des oberen Endes des Pfahls oder des Baumes geschwinder schwingt als auf der nördlichen, welches in diesen Gegenständen eine schwache magnetische Polarität anzeigt. Sie haben alle den Nordpol unten und den Südpol oben. Es ist folglich keinem Zweifel unterworfen, daſs nicht jeder Theil des Erdbodens an der allgemeinen Vertheilung des Magnetismus Antheil nehmen sollte; allein durch unsere magnetischen Versuche wissen wir, daſs dieselbe unendlich viele Male särker in den Eisenerzen, dem Eisen und in eisenhaltigen Körpern ist, und die Erfahrung hat uns gelehrt, daſs dieses Metall in gröſserer oder geringerer Menge einen Bestandtheil der Körper unsers Erdbodens ausmacht. Eine nothwendige Folge davon ist, daſs die ungleiche Vertheilung dieses Metalls in der uralten inneren Masse des Erdbodens auch auf die Magnetnadel Einfluſs haben und die Abweichung derselben, vielleicht auch ihre Neigung, verändern müſste, je nachdem die Erde in gröſserer oder geringerer Entfernung nach Osten oder Westen zu, oder auch näher unter ihrer Oberfläche, reichhaltiger an die-

*) Coulomb hat zu diesem Behuf ein äuſserst empfindliches Werkzeug erfunden, welches er die magnetische Drehwage (*balance de torsion*) nennt. Man findet es in Biot's *Traité de Physique experimentale* etc. Tom. III. S. 29. beschrieben und auf der Kupf. Taf. I. abgebildet.

der Uebers.

sem Metalle ist. Die jährlichen Veränderungen der Abweichung können von Veränderungen in der magnetischen Kraft der Erde herrühren, welche durch die in ihrem Innern fortwährend vor sich gehenden chemischen Prozesse verursacht werden. Hoffentlich wird mit der Zeit eine allgemeine und regelmäſsige Ursache von der langsamen Bewegung der magnetischen Pole um die Erdpole herum aufgefunden werden.

Hansteen hat eine neue Theorie über die magnetischen Erscheinungen der Erdkugel ausgearbeitet, und nach den scheinbar unregelmäſsigen Abweichungen der Magnetnadel berechnet, daſs die Erde vier verschiedene Pole, nämlich 2 in Norden und 2 in Süden haben müsse, die alle beweglich sind, und zwar so, daſs dieselben jeder mit seiner eigenthümlichen sehr langsamen Bewegung, einen Kreis um die Erdpole beschreiben. Ich muſs die Leser deshalb auf seine sinnreiche Arbeit selbst verweisen.

Man hat mehrere Versuche gemacht, um zu zeigen, daſs die magnetische Polarität chemische Wirkungen hervorbringt. Alle diejenigen, welche eine Zersetzung des Wassers dabei zu beobachten glaubten, sind irre geführt worden. Hansteen und Maschmann haben Silberauflösungen durch Quecksilber in heberförmigen Röhren reduzirt, und haben dabei immer gefunden, daſs, wenn die Schenkel der Röhre in dem magnetischen Meridiane standen, das Silber im nördlichen Schenkel immer in gröſserer Menge und in vollkommener gebildeten Krystallen anschoſs als im südlichen, wo es zugleich mit Quecksilbersalz vermischt war. Stellte man die Schenkel der Röhre nach O. und W., so gieng die Reduction weit langsamer, und das reduzirte Metall stand in beiden Schenkeln gleich hoch. Die nämlichen Wirkungen lieſsen sich durch künstliche Magnete hervorbringen, wobei sie immer fanden, daſs sich das Silber in weit gröſserer Menge über dem Südpol des Magneten ausschied. Murray hat ähnliche Versuche angestellt, indem er Eisendräthe in schwache Silberauflösungen hineintauchte. So lange der Eisendrath

nicht polarisch war, wurde kein Silber reduzirt, sobald man aber einen Magnet in die Nachbarschaft legte, fand die Reduction sogleich statt. Vorher magnetisirter Stahl, sogar wenn er mit Firniſs überzogen war, bewirkte die Reduction sogleich. Murray fand sie aber am Nordpol des Magneten am stärksten, was gegen Hansteens und Maschmanns Erfahrung ist.

Lüdecke fand, daſs wenn man über die beiden Pole eines hufeisenförmigen Magnets ein gläsernes Gefäſs stellt, welches eine Auflösung von einem Salze, z. B. essigsaurem Blei, salzsaurem Ammoniak oder schwefelsaurem Eisenoxydul enthält, die so concentrirt ist, daſs sie nach einigen Stunden zu krystallisiren anfängt, so findet man, nachdem das Salz krystallisirt hat, daſs die Krystalle einen reinen runden Fleck, zwischen den beiden Polen, wo die magnetische Kraft am stärksten wirkt, leer lassen, übrigens aber die ganze Fläche des Bodens, gleichförmig bedecken.

Zusammenhang der elektrischen und magnetischen Kräfte. Elektromagnetismus.

Wir haben bisher die elektrischen und magnetischen Erscheinungen, als von verschiedenen Grundkräften hervorgebracht, betrachtet. Wir werden nun sehen, daſs sie nur verschiedene Aeuſserungen der nämlichen Grundkraft sind.

Es war dem dänischen Naturforscher Oersted vorbehalten, diese Entdeckung im Jahre 1820 zu machen. Man hatte wohl Einfluſs der EE auf die Magnetnadel vor ihm beobachtet, aber die Umstände, unter welchen sie hervorgebracht wurden, blieben unbekannt. Wilke hatte z. B. durch elektrische Schläge Stahlnadeln magnetisch gemacht. Mojon in Genua und Romagnesi in Trident hatten Wirkungen auf die Magnetnadel wahrgenommen, welche durch die El. Säule hervorgebracht waren; diese waren immer so unbestimmt, daſs sie keine Aufmerksamkeit erregten.

Oersted zeigte nun, daſs ein Körper, durch welchen die EE sich entladen, magnetisch wird und eine magnetische Polarität bekommt, die der Richtung des elektrischen Stroms rechtwinklicht ist, und zwar so, daſs, wenn die Magnetnadel sich über dem entladenden Körper befindet, der Nordpol links von der Richtung der + E abgelenkt wird, indem er sich unter dem Leiter, in umgekehrter Ordnung rechts dreht. Alle Körper, welche die Eigenschaft haben, die EE zu leiten, können auf diese Weise magnetisch werden, so lange die EE sich durch sie entladen.

Die Entdeckung Oersted's wurde bald von einer groſsen Anzahl Gelehrten geprüft, bestätigt und erweitert. Ampère, Arago, Seebeck, Prechtl, Schweigger, Poggendorff u. m. haben wichtige Beiträge dazu geliefert.

Man hat nun gefunden, daſs, zur Hervorbringung der elektromagnetischen Erscheinungen, nur ein einziges elektrisches Paar, oder was man die einfache elektrische Kette nennt, nöthig ist. Die elektromagnetische Polarität wird also auch in dem Leiter hervorgebracht, durch welchen die elektricitäterregende Berührung der Metalle entsteht. Es folgt daraus, daſs die Berührung zweier Metalle mit einander nicht nur das Gleichgewicht der Elektricität, sondern auch das des Magnetismus aufhebt. Je gröſser das elektrische Paar ist, d. h. je gröſser die Quantität der EE ist, desto ausgezeichneter werden die magnetischen Erscheinungen. Die Anzahl der Paare, d. h. eine gröſsere Intensität des elektrischen Zustandes, vermehrt nicht die magnetische Polarität des entladenden Körpers. Vielmehr hat man beobachtet, daſs mehrere zusammengesetzte Paare eine schwächere Wirkung hervorbrachten, als wenn ein einziges angewandt wurde. Die Ursache davon ist nicht, daſs die höhere Intensität hinderlich wirkt, sondern doch die Dazwischenkunft mehrerer Schichten des feuchten Leiters die Wirkung der ganzen Menge der EE nicht erlaubt.

Wenn man sich einmal der einfachen und das an-

deremal der zusammengesetzten Kette bedient, so muſs man sich erinnern, daſs die Kupferseite der letzten negativ ist, weil hier Kupfer und Zink liegt, da hingegen diese bei der ersten positiv ist, wie man leicht einsieht.

Die Verschiedenheit in der Stellung der Magnetnadel, nachdem sie sich über oder unter dem magnetischen Leiter befindet, rührt von einer Eigenthümlichkeit in der magnetischen Polarität des elektrischen Leiters her, von der man eine richtige Vorstellung bekommt, wenn man annimmt, daſs die Oberfläche des Leiters mit einem Kreise, von kleinen Magneten, die mit ungleichnamigen Polen zusammenliegen, transversal umgegeben wäre, ungefähr wie Fig. 11. Taf. IV. dieſs darstellt. Der Kreis A stellt den transversalen Durchschnitt eines Metalldraths vor, welcher die el. Säule entladet.

Stellt man sich nun vor, daſs eine, wie die Inclinations-Nadel aufgehängte, kleine Magnetnadel dem Leiter in einer transversalen Richtung genähert wird, so nimmt die Nadel gerade die Stellungen an, welche von den kleinen Magneten angezeigt werden, wobei aber die Pole der Magnetnadel, wie die Pfeiler in der Figur anzeigen, gegen die des Leiters umgekehrt sind, aus Ursachen, die man leicht einsehen kann. Dieser Kreis von kleinen Magneten ist aber nicht als eine wirkliche Erklärung anzusehen, sondern er ist nur als ein Schema zu betrachten, nach welchem man die Richtung der magnetischen Kräfte verstehen kann.

Ampère entdeckte, daſs Körper, welche die EE ausladen, wenn der elektrische Strom, d. h. z. B. die positive E nach einerlei Richtung geht, einander anziehen, wie Magnete, welche mit ungleichnamigen Polen einander genähert werden; im umgekehrten Fall aber stoſsen sie einander ab. Die Ursache davon wird durch Ansicht der auf der vierten Kupferplatte dargestellten Figur sogleich einleuchten. Wenn die EE in zwei neben einander liegenden Metalldräthen, wovon A und B transversale Durchschnitte vorstellen, einerlei Richtung haben, so haben die magnetischen Pole in nebenliegenden Seiten

entgegengesetzte Richtungen, und ziehen daher einander mit ungleichnamigen Polen an. Bei umgekehrter Richtung der EE müssen sie daher einander mit gleichnamigen Polen abstoſsen.

Die so magnetisch gewordenen Dräthe ziehen Eisenfeile an, und behalten sie festsitzend, so lange die el. Entladung dauert, sie fallen aber plötzlich nieder, wenn diese abgebrochen wird.

Stahlnadeln, die in einer transversalen Richtung dem Leiter nahe gehalten werden, nehmen dadurch eine bleibende magnetische Polarität an, welche der Richtung der magnetischen Polarität des an dem Leiter angenommenen magnetischen Kreises entgegengesetzt ist.

Alle die durch Entladung der el. Säule hervorgebrachten elektromagnetischen Wirkungen lassen sich auch durch Frictions - Elektricität zuwege bringen. Da aber der beständige Strom von einer noch so groſsen Elektrisirmaschine nur eine unbedeutende Menge EE in jedem Augenblick hervorbringt, so wird er, bei einer fortfahrenden Ableitung, nicht leicht auf die Magnetnadel eine Wirkung hervorbringen können. Auch der el. Schlag setzt die Magnetnadel nicht in Bewegung, weil die Entladung ein so kleines Zeitmoment braucht, daſs die Trägheit der Nadel nicht Zeit hat, überwunden zu werden. Dagegen kann man durch jeden Funken, durch jeden el. Schlag, Stahlnadeln und Stahlstäbe magnetisiren, nach den nämlichen Gesetzen, welche bei der Entladung der Säule statt finden. Diese magnetische Polarität des el. Schlages erklärt Erscheinungen, die man schon lange gekannt hat, ohne die Ursache davon zu wissen: daſs z. B., wenn der Blitz in ein Schiff hineinschlägt, der Compaſs oft verändert, sogar seine Pole umgekehrt werden, und wenn er nun auf verschiedene Stellen des Verdecks gestellt wird, zeigt er Nord nach verschiedenen Richtungen. Der Blitzschlag giebt nämlich allem Eisen im Schiffe eine magnetische Polarität, die sich nach der des Blitzes richtet, und auf die Polarität der Magnetnadel einwirkt.

Ampère und Arago fanden, daſs, wenn man einen

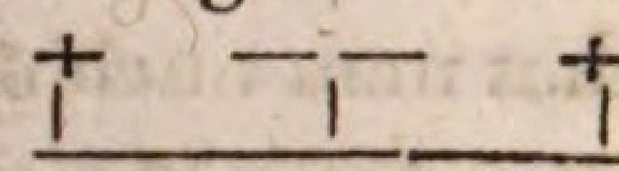
Metalldrath in Spiralform, d. h. in einer Schraubenlinie dreht, und nachher durch diese Spirale die el. Entladung leitet, so bildet die Spirale einen Magnet, der dem gewöhnlichen künstlichen Magnet in allen seinen Eigenschaften vollkommen ähnelt. Er hat an jedem Ende einen Pol, und die Lage der + M und — M darin hängt, nach den oben angeführten Regeln, ganz von der Richtung der EE ab, daher ist in zwei Spiralen, bei einerlei Richtung der EE, die Polarität umgekehrt, wenn die eine rechts und die andere links gewunden ist, wie man dieses leicht einsehen kann. Zugleich werden die elektromagnetischen Erscheinungen in einer Spirale sehr verstärkt ausfallen, so daſs, was der gerade Leiter nicht vermochte, von der Spirale mit Leichtigkeit hervorgebracht wird. Legt man z. B. eine Stahlnadel in eine gläserne Röhre, und stellt diese Röhre in eine ausladende Spirale, so wird die Nadel magnetisch, und ihre Polarität wird mit der Anzahl der Windungen wachsen. An der Auſsenseite der Spirale wird die Nadel lange nicht die magnetische Polarität erreichen, wie im Innern derselben. Auch ist die Polarität, welche die Nadel auf der äuſsern Seite bekommt, umgekehrt gegen die, welche sie an der innern erhält; alles aus Ursachen, die nach einem kurzen Nachdenken leicht zu errathen sind. Die Eigenschaft der Spirale, die elektromagnetischen Wirkungen zu verstärken, hängt davon ab, daſs die einander entgegengesetzten Theile jedes Gewindes die EE in entgegengesetzte Richtung führen, wodurch in der Mitte des Gewindes eine gleichnamige Polarität von allen Theilen her zusammenstöſst und concentrirt wird, wie es aus der kleinen Figur 13. Taf. IV. erhellet, wo A und B transversale Durchschnitte des Drathes sind, und wobei z. B. die + E in A weggehet, und in B zurückkehrt. Wenn nun die verstärkte Polarität von einem Gewinde sich zu der des 2ten, 3ten u. s. w. addirt, so sieht man leicht ein, wie die magnetische Polarität wachsen muſs. Die magnetische Kraft der Spirale ist gröſser, je nachdem

die Anzahl der Gewinde in Verhältniſs zum Durchmesser jedes Gewindes gröſser ist.

Dela Rive befestigte zwei kleine Scheiben von Zink und Kupfer neben einander an einem Stück Kork, und verband sie oberhalb des Korks mit einer Spirale von Messingdrath. Wenn er dann diese kleine Vorrichtung in eine saure Flüssigkeit, mit den Metallscheiben unterwärts, eintauchte, so stellte sie sich in den magnetischen Meridian, durch die magnetische Polarität der Spirale.

Schweigger und Poggendorf haben ein sehr interessantes Instrument erfunden, welches man den elektromagnetischen Condensator nennt und durch welches man auch die geringsten Spuren von Contacts Elektricität auf die Magnetnadel bemerklich machen kann, wodurch es möglich wird, elektrische Wirkungen, die sonst unmerklich sind, zu entdecken und zu messen, oder wenigstens zu vergleichen. Man nimmt einen gewöhnlichen Messingdrath, läſst ihn mit Seide umspinnen, so daſs die EE sich nicht seitwärts mittheilen können, und windet ihn nun z. B. über die Hand 50, 100, 200 mal, je mehrere Windungen, desto besser. Die Gewinde werden in ihrer Lage zusammengehalten durch seidene Bänder und die beiden Enden frei gelassen. Man hat dann eine ovale Figur, in welcher die EE jedes Gewinde durchlaufen müssen, wenn man sich derselben bedient, um die elektrische Kette damit zu schlieſsen, und wo jedes Gewinde seine Polarität zu der Polarität des andern addirt. Setzt man dann eine leicht bewegliche Magnetnadel auf ein passendes Gestell, in die Mitte des ovalen Condensators, und verbindet nachher die beiden Enden desselben, jedes mit seinem Metall, so dreht sich die Magnetnadel augenblicklich so, daſs sie, nach einigen Schwingungen, mit der Ovale rechtwinklicht wird, von dessen magnetischer Achse die Einwirkung des Erdmagnetismus überwunden wird. Wenn der Condensator 60 bis 100 Gewinde hat, so kann man Wirkungen von Zink- und

Kupferscheiben, dessen Seiten nicht $\frac{1}{2}$ Zoll Länge haben, und welche mit an der Zunge befeuchtetem Löschpapier verbunden sind, auf die Magnetnadel hervorbringen. Man stellt dann den Condensator mit dem magnetischen Meridian parallel, und im Augenblicke, wenn die Kette geschlossen wird, dreht sich die Magnetnadel mehrere Grade östlich oder westlich.

Die platte oder ihre federförmige Spirale zeigt natürlicherweise nur unbedeutend verstärkte Wirkungen. Wenn man eine Stahlnadel queer darüber legt, ohne daſs sie jedoch die Spirale berühren kann, so wird diese Nadel auch polarisch, aber die Enden erhalten beide den nämlichen Pol, und die entsprechenden Pole liegen in der Mitte zusammen, wie folgende Linie zeigt , ganz wie wenn man eine Nadel zwischen den Gewinden einer Schraubenspirale magnetisiren wollte. Um die Ursache dazu einzusehen, ist nur ein Blick auf das oben angeführte Schema hinreichend.

Die merkwürdigste Entdeckung in diesem Fache nächst der Oerstedschen ist gewiſs die von dem englischen Chemiker Faraday entdeckte elektromagnetische Bewegung. Er hat durch Versuche ausgemittelt, daſs die elektromagnetische Polarität davon abhängt, daſs sie in dem einen Pol des Magnets ein Streben hervorbringt, unaufhaltsam um den el. Strom rechts hin zu laufen, während daſs der andere, in umgekehrter Richtung, links sich zu bewegen strebt. Da also beide mit gleicher Kraft zu entgegengesetzten Punkten hinstreben, muſs die Achse der Polarisation der Nadel sich rechtwinklicht gegen den el. Strom stellen. Wenn der entladende Metalldrath, statt in horizontaler Richtung zwischen den Polen der Säule angebracht zu werden, von oben nach unten geleitet wird, wo er sich endlich in einem mit Quecksilber gefüllten Gefäſs schlieſst, in welchem ein zweiter Drath die EE zum andern Pol leitet, und wenn ein leichter Magnet, z. B. eine magnetische Nähnadel, am einen Ende mit Platinadrath so beschwert wird, daſs sie etwas ins Quecksilber hineinsinkt und eine ver-

ticale Stellung annimmt, während daſs er einen Pol aufwärts dreht, so fängt dieser Magnet an, sobald die Entladung der Säule, durch den verticalen Drath geschieht, um diesen sich kreisförmig zu bewegen. Diese Bewegung fährt so lange fort, als noch eine el. Entladung statt findet. Kommt die + E von Oben, und ist der aufwärts gerichtete Pol der Nadel Nordpol, so geht sie von der rechten zur linken Seite. Wird der Pol der Nadel oder die Richtung der Elektricität im entladenden Drath verändert, so kreist die Nadel von der linken zur rechten Seite hin. Ist der Magnet unbeweglich im Quecksilber befestigt, indem der Drath beweglich ist, so kreist dieser nach denselben Gesetzen rund um den Magnet. Man kann diese Erscheinung darstellen, wenn man am Ende eines horizontal gelegten, breiten oder platten Magnetstahls, ein kleines mit Quecksilber gefülltes Gefäſs von Glas oder Porzellan stellt, von welchem ein eiserner Drath zu einem Metalle der einfachen el. Kette geleitet wird, während daſs der Leiter vom andern Metalle sich mit einer Oehse, einige Zoll über dem Quecksilbergefäſs, endigt. In diese Oehse hängt man einen Platinadrath, welcher ins Quecksilber hineinreicht, der aber am untern Ende mit einem kleinen Stück Kork versehen ist, um das tiefere Eindringen ins Quecksilber zu verhüten. Sobald die el. Kette geschlossen ist, bewegt sich dieser Drath um den Polpunkt des Magnets, welcher nicht am äuſsersten Ende des Stahls, sondern etwas nach innen zu gelegen ist. Diese Bewegung fährt fort, so lange die EE den Drath durchströmen. In diesem Versuche ist die Richtung der Bewegung des Drathes nicht ein Kreis um die polarische Achse des Magnets, sondern er geht in einer solchen Richtung um den Pol herum, daſs er diese Achse schneidet. — Um die elektromagnetische Bewegung noch einfacher und leichter darzustellen, nimmt man eine 4 Zoll lange gläserne Röhre, welche einen halben Zoll im Durchmesser hat, und verstopft die beiden Enden mit Kork. Durch den einen Propfen wird ein eiserner Drath so geleitet, daſs er an beiden Seiten über dem Propfen

einen Zoll hervorragt, worauf dieses Ende unterwärts gewandt und Quecksilber in die Röhre so hoch hineingegossen wird, daſs der Eisendrath nur mit der Spitze daraus hervorragt. Durch den obern Propfen wird ein Metalldrath gesteckt, welcher sich innerhalb der Röhre mit einer Oehse schlieſst, auf welche ein Platinadrath, der bis ans Quecksilber reicht, gehängt wird. Verbindet man jetzt den unteren Drath mit dem einen Metall der el. Kette, und den obern mit dem andern, so entladen sich die EE durch die Verbindung zwischen dem Quecksilber und dem beweglichen Drath in der Röhre. Wenn man darauf den Pol eines Magnets gegen das äuſsere Ende des unteren eisernen Draths setzt, so wird dieser polarisch und der im Innern der Röhre aufgehängte Drath fängt an um das Ende des Eisendraths sich kreisförmig zu bewegen. Vertauscht man die Pole des Magnets, so kehrt der Drath um und bewegt sich in entgegengesetzter Richtung. Es gelang Faraday durch paſsende Vorrichtungen den entladenden Drath durch den Einfluſs der magnetischen Polarität der Erde zu kreisförmigen Bewegungen zu bringen, wo er dann immer Kreise beschreibt, deren Planum gegen die Linie, durch welche die Neigung der Magnetnadel ausgedrückt wird, rechtwinklicht ist.

Zu den Versuchen mit der elektromagnetischen Bewegung braucht man eine kräftige Kette; man bedient sich daher am liebsten dazu eines sehr groſsen Paares, das nach Art des Hare'schen Calorimotors eingerichtet ist.

Oersted erklärt die elektromagnetischen Erscheinungen durch eine schraubenförmige Bewegung der beiden EE in entgegengesetzter Richtung. Die + E windet sich rechts, und stöſst den Nordpol der Nadel ab, indem die Windungen der — E links gehen und den Südpol der Nadel zurückstoſsen. Obgleich es in der That schwer ist, einzusehen, warum die EE ihren Weg so verlängern sollten, so muſs man doch gestehen, daſs Oersteds Hypothese sowohl die Richtungen erklärt, in welchen die elektromagnetische Polarität wirkt, als auch die Bewegungen, die dadurch hervorgebracht werden, und welche, als

Oersted diese Ansicht aufstellte, noch nicht entdeckt waren.

Die vollkommene Uebereinstimmung der magnetischen Polarität in der elektromagnetischen Spirale, mit der unserer gewöhnlichen Magnetstäbe, hat Ampère zu der Muthmaſsung Anlaſs gegeben, daſs die Polarität der letzteren auch von elektrischen Strömen, die mit der Polarisationsaxe rechte Winkel machen, herrühren könnte. Auch die Polarität der Erde wäre nach dieser Ansicht eine Folge von dergleichen elektrischen Strömungen, welche durch einen von den Strahlen der Sonne erregten el. Strom von Osten nach Westen, entstehen sollten. Natürlicherweise können solche Muthmaſsungen, sie mögen noch so wahrscheinlich sein, nicht eher angenommen werden, als man gültige Beweise dafür gefunden hat.

Seebeck hat entdeckt, daſs zwei Metalle, welche eine ungleiche Temperatur haben, durch Berührung magnetisch werden können, aber daſs sie dabei nicht der Ordnung folgen, in welcher sie in der elektrischen Säule wie Elektricitätserreger wirken. Wismuth ist das eine letzte Glied dieser Kette, und Antimon das andere. Selbst bei einem und demselben Metalle kann eine magnetische Polarität durch Erwärmung hervorgebracht werden, wenn die Textur des Metalles krystallinisch und daher nicht überall gleichartig ist. Die einfachste Art, diese Art von Magnetismus zu erregen, welche übrigens ganz gleich der vorher beschriebenen ist, ist folgende: Man gieſst eine Stange Antimon oder Wismuth von 6 bis 8 Zoll Länge und einem halben Zoll Dicke, und windet an ihre beiden Enden einen reinen dicken metallischen Drath von Kupfer oder Messing, so daſs dieser Drath zwischen den beiden Enden der Stange einen Bogen bildet. Erhitzt man nun das eine umwickelte Ende, und nähert dem Apparate eine empfindliche Magnetnadel, so wirkt jener auf diese sehr deutlich. Die Declination ist im ganzen Kreise in beiden Metallen die nämliche. Die nähere Entwickelung von dieser wichtigen Entdeckung gehört indessen wohl zu dem Gebiete der Physik.

Es ist in diesem Augenblicke nicht möglich, alle die Resultate vorherzusehen, zu welchen diese unerwartete Entdeckung führen kann. Wir werden aber hoffentlich dadurch endlich den inneren Zusammenhang dieser Grundkräfte errathen.

Wägbare einfache Stoffe.

Die wägbaren einfachen Stoffe sind: der Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff, Schwefel, Phosphor, die Kohle, das Boron, und die bis jetzt noch unbekannten Grundlagen der Flufsspathsäure, Salzsäure und Jodsäure, nebst den Metallen.

Unter diesen Stoffen zeichnen sich die drei erstern dadurch aus, dafs sie in Ermangelung hinreichender Cohäsionskraft an und für sich nicht anders als in Gasgestalt, und daher nur vermöge ihrer Vereinigungs-Verwandtschaft zu anderen Körpern, und nur in Verbindung mit diesen, in flüssiger oder fester Gestalt dargestellt werden können. Wegen ihrer Schwerkraft werden sie fortwährend von der Erdmasse angezogen, erhalten sich aber über ihrer Oberfläche in steter Gasgestalt, so lange sie frei und ungebunden sind. Dasselbe gilt von allen anderen wirklich permanenten Gasarten. Diese Körper würden, wenn sie keine Schwerkraft besäfsen, d. h. von der Erdmasse nicht angezogen würden, sich für unsere Wahrnehmung ganz so, wie der gebundene Wärmestoff verhalten.

Wir würden nämlich ihre Wirkungen sehen; wenn wir aber ihren Zutritt zu andern Körpern nicht durch die Gewichtszunahme der letztern auf der Wage auszumitteln vermöchten; so würden wir, wie es vorhin geschah, ehe wir sie noch hinreichend kannten, und wie es noch jetzt mit dem Wärmestoff der Fall ist, ihre Anwesenheit blofs als eine Formveränderung derjenigen Körper betrachten, mit welchen sie sich vereinigen. Hätten die Basen dieser beständigen Gasarten eine gröfsere Schwerkraft, oder befänden

befänden sie sich auf einem Planeten, welcher eine vielfach gröſsere Anziehungskraft als unsere Erde besäſse, so würde vielleicht ihre Schwere den Mangel an hinlänglicher Zusammenhangs-Verwandtschaft (Cohäsionskraft) ersetzen, und sie würden sich dann in fester oder flüssiger Gestalt zusammenhalten können.

In Ansehung ihres chemischen Verhaltens theilt man die wägbaren einfachen Körper in Sauerstoff und in brennbare Körper, die sich mit dem Sauerstoff vereinigen können, wobei die meisten das gewöhnliche Verbrennungs-Phänomen, das Feuer, hervorbringen.

1. Sauerstoff.

Der Sauerstoff kann für sich allein nicht in fester oder flüssiger Gestalt, sondern nur in Gasform dargestellt werden. Er findet sich gasförmig in der Atmosphäre enthalten, von welcher er etwas mehr als $\frac{1}{5}$tel ausmacht, und geht als Bestandtheil in die meisten unorganischen Zusammensetzungen, so wie in alle organische Körper ein. Dieser merkwürdige Stoff wurde im J. 1774 zu gleicher Zeit von Scheele und von dem Engländer Priestley entdeckt, und von hier an datirt sich auch die Geburt einer verbesserten Theorie der Chemie.

Um das Sauerstoffgas rein und frei von allen bedeutenden Beimengungen anderer Stoffe zu erhalten, pflegt man es gewöhnlich aus seinen Verbindungen mit verschiedenen Metallen durch Glühen auszuscheiden.

1) Man legt in eine kleine Glasretorte 100 Gran (etwas weniger als $\frac{1}{2}$ Loth) rothes oxydirtes Quecksilber, welches man in den Apotheken unter dem Namen *Hydrargyrum praecipitatum rubrum* erhält, und setzt an die Oeffnung der Retorte ein gekrümmtes Glasrohr an, wie Fig. I. Taf. II. zeigt. Dieses kann mit Werg oder Kork eingekittet und dann mit etwas feuchter Blase umwickelt werden. Das Glasrohr wird in eine Schaale mit Wasser geleitet, in welches man eine, ebenfalls mit Wasser ge-

füllte Flasche (Fig. 2.) umgestürzt hineinstellt, die von einem, mit einem Ausschnitte versehenen Brettchen (Fig. 3.), welches man über die Schaale legt, festgehalten wird. Die Retorte wird nun über ein Becken mit glühenden Kohlen gelegt, jedoch so, daſs die Glut das Glas nicht erreichen kann, weil es sonst springen würde. So wie die Retorte erwärmt wird, dehnt sich die in ihr eingeschlossene atmosphärische Luft aus und entweicht durch das Glasrohr. Wenn diese Luft durch das Wasser durchgeht, sammelt sie sich in der Flasche, und das Wasser senkt sich in dieser herab, so wie dessen Stelle durch Luft aus der Retorte ersetzt wird. Sobald man soviel oder etwas mehr Luft in der Flasche hat, als in der Retorte Platz haben konnte, wird jene abgenommen, von neuem mit Wasser gefüllt, und wieder wie vorher über die Oeffnung der Glasröhre gestürzt. Das Gas, welches nunmehr übergeht, ist einigermaſsen reines und von der Luft der Retorte ziemlich befreites Sauerstoffgas. Die Hitze unter der Retorte wird dann um etwas weniges vermehrt, bis der Boden derselben zu glühen anfängt, wobei sich das Sauerstoffgas ziemlich schnell entwickelt. Das vorher rothe Quecksilberoxyd wird dabei allmählig mehr und mehr schwarz, und in dem Verhältnisse, wie das Sauerstoffgas in die Flasche übergeht, setzen sich im Retortenhalse Quecksilbertropfen ab, die sich nach und nach zu gröſseren Kugeln sammeln und durch das Rohr in die Schaale fallen. Zuletzt wird die Retorte leer und der Versuch ist geschlossen. — Sammelt man genau alles Quecksilber zusammen, welches sich in der Schaale findet, und im Retortenhalse sitzen geblieben ist, so erhält man 92 Gran metallisches Quecksilber, also 8 Gran weniger, als das rothe Pulver wog, aus welchem das Sauerstoffgas entwickelt wurde. Das Sauerstoffgas hat sich in der Flasche angesammelt, doch bleibt ein kleiner Theil davon in der Retorte zurück, den man nicht anders messen kann, als daſs man das Glasrohr mit einem gut passenden Korke verschlieſst, sobald keine Gasblase mehr herauskommt, und dann die Retorte langsam über dem Feuer abkühlen läſst,

ohne das verkorkte Rohr aus dem Wasser herauszunehmen. Ist die Retorte völlig abgekühlt, so nimmt man den Kork heraus, wo dann das Wasser in die Retorte eindringt und den Raum ausfüllt, welchen das Sauerstoffgas bei dieser Temperatur weniger einnimmt, als bei der Glühhitze, wo das Rohr der Retorte verschlossen wurde. Man kann die Retorte, den Boden zu oberst, umkehren, und mit einer Feile auf zwei Seiten den Raum bezeichnen, welchen das Gas einnimmt. Wendet man die Retorte dann wieder um und füllt sie bis an die gemachten Marken mit Wasser, so kann man alsdann dieses messen und das Volumen des in der Retorte zurückgebliebenen Sauerstoffgases wissen. Man hat bei diesem Versuche, mit Hinzurechnung des Rückstandes in der Retorte, ungefähr 16 Kubikzoll Sauerstoffgas erhalten; denn jeder Kubikzoll desselben wiegt bei der gewöhnlichen Sommerwärme ungefähr $\frac{1}{2}$ Gran, oder etwas weniger. Das rothe Pulver bestand sonach aus 92 Theilen Quecksilber und 8 Theilen Sauerstoff.

2) Auf eine weit weniger kostspielige Weise wird das Sauerstoffgas aus schwarzem oxydirten Mangan gewonnen, einem Minerale, welches unter dem Namen Braunstein im Handel vorkommt. Man bringt in eine (wie Figur 4 a. Taf. 11. gestaltete) eiserne Retorte, welche ungefähr ein Pfund fassen kann, so viel fein gestoſsenen Braunstein, daſs dieselbe etwa bis zu $\frac{4}{5}$ gefüllt wird, verschlieſst sie hierauf mit einem eingeschliffenen, der Länge nach durchbohrten Eisenpfropf (Fig. 4 b.), der mit etwas angefeuchtetem Thon bestrichen und so in den Retortenhals hineingetrieben wird, daſs er sie luftdicht verschlieſst. In das schmälere, röhrförmige Ende des Pfropfes wird ein Glasrohr eingekittet, welches so gekrümmt ist, daſs es, wie im vorigen Versuche, in eine gröſsere Schaale mit Wasser geleitet und das Gas auf gleiche Weise in gröſseren Flaschen aufgefangen werden kann. Da man aber bei dieser Vorrichtung mehrere Quart Gas erhält, so ist es bequemer, dasselbe in einem gröſseren Gasbehälter von Blech aufzufangen, den ich im dritten Theile dieses Lehrbuchs, un-

ter dem Artikel Gazometer, besonders beschreiben werde. Die Eisenretorte wird nun in einen kleinen Ofen, der aus vier Ziegelsteinen zusammengesetzt und nachher geheizt wird, eingelegt, das Glasrohr aber nicht gleich eingekittet. Erst fängt das Wasser an sich in Dämpfen abzusondern, die bisweilen nach Salpetersäure riechen; dann kommt eine Luftart, welche das Feuer auslöscht, nämlich Stickstoffgas, und so lange Wasserdämpfe und diese Luftart entweichen, wird kein Gas aufgefangen. Sobald man aber bemerkt, daſs ein ausgeblasenes, aber noch glimmendes Schwefelhölzchen, welches man an das Rohr der Retorte bringt, nicht mehr verlöscht, sondern im Gegentheil sich entzündet und mit ungewöhnlichem Glanze brennt, so wird die Glasröhre eingesetzt, die vorher mit Werg und feuchtem Thon umschlagen und gehörig eingepaſst werden muſs, — und das Gas wie im vorigen Versuche aufgefangen. Man erhält dabei, je nachdem alle Fugen mehr oder weniger luftdicht verkittet sind, aus einem Pfunde Braunstein dem Raume nach 12 bis 16 Quart Sauerstoffgas, wovon jedoch das zuerst und zuletzt übergegangene nicht recht rein ist und besonders aufbewahrt werden muſs. Von dem dichten Schlieſsen der Fugen kann man sich überzeugen, wenn man mit einem glühenden Spahne rings herum fährt, wo dann dieser an solchen Stellen, wo Sauerstoffgas herausdringt, zu brennen oder doch mit lebhafterem Glanze zu glimmen anfängt.

In Ermangelung einer Eisenretorte kann man auch Sauerstoffgas aus Braunstein entwickeln, wenn man einen wohl vernagelten Flintenlauf zur Hälfte damit anfüllt, und diese Hälfte dann glühet. In die Mündung des Laufs kann man ein Glasrohr einkitten oder durch Kork befestigen, durch welches man das Gas in mit Wasser gefüllte Flaschen leitet. — Oder man kann auch den Braunstein in einer Glasretorte, wie die im ersten Versuche, mit concentrirter Schwefelsäure übergieſsen. Beim Erhitzen der Retorte kommt die Masse bald ins Kochen und es wird Sauerstoffgas in groſser Menge entwickelt. Statt des Braunsteins kann man auch Salpeter in den Flinten-

lauf einlegen; dabei mufs man aber beachten, dafs das erste Gas, welches gleich nach dem Austreiben der im Rohre eingeschlossenen atmosphärischen Luft, übergeht, das reinste ist, das nachher entwickelte aber mehr und mehr von Stickgas verunreiniget ist, endlich aber fast blofses Stickgas noch entwickelt wird.

Bei allen diesen Versuchen mit dem Mangansuperoxyde wird das Mangan von einem Theile seines Sauerstoffs geschieden, der Gasgestalt annimmt und entweicht; dabei bleibt ein in geringerem Grade oxydirtes Mangan zurück, welches sich durch Hitze weiter nicht zerlegen läfst. Zu dem Versuche mit Schwefelsäure und Braunstein ist ein geringerer Hitzgrad erforderlich, weil die Vereinigungs-Verwandtschaft der Schwefelsäure zu diesem, in geringerem Grade oxydirten Braunstein, das Entweichen des überflüssigen Sauerstoffes erleichtert. Man hat geglaubt, dafs ein gebranntes Manganoxyd in der Luft seinen Sauerstoff wieder annehmen und dann zu demselben Behuf wieder angewendet werden könne; diefs ist aber unrichtig.

3) Man lege in eine grofse Flasche frische Blätter von irgend einer Pflanze, besonders von saftreichen, z. B. von der *Agave americana*, Hauslauch und dergl. — so viele als darin Platz haben, übergiefse sie dann mit Quellwasser, so dafs die Flasche ganz voll wird, verkorke sie und stecke ein Glasrohr durch den Kork, welches so umgebogen ist, dafs man mittelst desselben das Gas wie in den vorhergehenden Versuchen auffangen kann. (Fig. 5. Taf. 11.) Stellt man diesen Apparat in das Sonnenlicht, so fangen die Blätter an, sich mit kleinen Luftbläschen zu überziehen, die sich dann losreifsen, im Wasser emporsteigen und durch das Rohr entweichen. Diese Blasen können dann auf die gewöhnliche Weise aufgefangen werden, und bestehen aus ziemlich reinem Sauerstoffgase, welches dadurch erzeugt wird, dafs in den noch lebendigen Blättern, durch Einwirkung der Sonnenstrahlen, ein lebhafterer Vegetations-Prozefs erregt wird, wobei sie die in dem Wasser enthaltene Kohlensäure zerse-

tzen, indem sie sich mit dem Kohlenstoffe derselben verbinden und den Sauerstoff in Gasgestalt entbinden. In reinem Wasser wird kein Sauerstoffgas entwickelt. Ich werde in der vegetabilischen Chemie auf diese Erscheinung zurückkommen.

Aufserdem kann man auch Sauerstoff aus concentrirter Salpetersäure, die man in die Sonne stellt; ferner durch Glühen der meisten salpetersauren Salze, aus oxydirtsalzsauren Salzen, und aus Metalloxyden, z. B. aus Mennige oder rothem Bleioxyde erhalten. Das beste von allen aber ist, das Sauerstoffgas aus dem oxydirtsalzsauren Kali, in einer Glasretorte, ganz auf dieselbe Weise zu bereiten, die ich oben bei der Gewinnung des Sauerstoffgases aus Quecksilberoxyd beschrieben habe. Dieses Salz giebt 39 Prozent seines Gewichts Sauerstoffgas und zwar ohne Beimengung eines fremden Stoffes. Nur die atmosphärische Luft der Retorte kann das Gas einigermaſsen verunreinigen; doch kann man auch diese gröſstentheils entfernen, wenn man nach dem Einlegen des Salzes ein wenig Wasser zugieſst, welches, ehe noch die Zerlegung des Salzes vor sich geht, Gasgestalt annimmt, und die Luft austreibt. Dabei muſs man jedoch die Retorte so aufstellen, daſs sie kein Luftzug treffen und abkühlen kann; auch muſs man Acht geben, daſs das Feuer sich nicht vermindere; denn wenn das Wassergas auf irgend einer Stelle bis unter + 100° abgekühlt wird, ehe noch die Entwickelung des Sauerstoffgases begonnen hat, so entsteht ein luftleerer Raum, und das Quecksilber oder Wasser, womit das Gas aufgefangen werden sollte, tritt in die Retorte zurück und schadet dem Versuche. Will man das Sauerstoffgas absolut rein haben, so muſs es über Quecksilber aufgefangen werden, weil es über Wasser durch etwas Stickstoff aus der atmosphärischen Luft verunreiniget wird, die in jedem Wasser enthalten ist.

Das Sauerstoffgas ist geruch- und geschmacklos. Sein eigenthümliches Gewicht verhält sich zu der atmosphärischen Luft, nach meiner und Dulong's Wägung, wie 1,1026; nach Biot's, wie 1,10359; nach de Saussures, wie

1,10562, und nach Thomson's, wie 1,111, zu 1,0000. Davy giebt es zu 1,127 an, was ohne Zweifel zu hoch ist.

Sehr merkwürdig ist es, daſs das Sauerstoffgas das Licht weniger bricht, als irgend ein anderer bekannter Körper. Die absolute Strahlenbrechung desselben ist nach Biot und Arrago 0,000560204, und verhält sich zur Strahlenbrechung der atmosphärischen Luft wie 0,86161 zu 1,000.

Seine specifische Wärme ist, nach de la Roche und Berard, mit einem gleichen Volumen Luft verglichen, = 0,9765, und mit einem gleichen Gewicht von Luft verglichen = 0,8848, wenn die specifische Wärme der Luft = 1,000 ist. Mit einem gleichen Gewicht Wasser verglichen, verhält sie sich zur spec. Wärme des letztern wie 0,2361 : 1,000.

Wenn man Sauerstoffgas in eine Glasröhre von gleicher Weite einschlieſst und dasselbe mittelst eines passenden Stempels darin schnell zusammenpreſst, so wird es auf einen Augenblick im Dunkeln leuchtend. Diese Eigenschaft findet man an keiner Gasart, welche nicht Sauerstoff enthält, (wie z. B. Wasserstoff- und Stickstoffgas), und da sie sich in geringerem Grade auch am Kohlensäuregase und selbst am Wasser in flüssiger Gestalt zeigt; so scheint sie wohl vom Sauerstoffe herzurühren, welchen diese Körper enthalten.

Es wird in sehr geringer Menge vom Wasser aufgelöst, verändert weder das Kalkwasser, noch die Lakmustinktur, und unterhält das Verbrennen mit vielfach stärkerem Glanz und Hitze, als die atmosphärische Luft.

Steckt man in eine Flasche mit Sauerstoffgas einen glimmenden Spahn hinein, so entzündet er sich augenblicklich und brennt mit weit hellerer Flamme als in der atmosphärischen Luft. Zieht man ihn zurück und bläst ihn aus, so entzündet er sich von neuem, wenn man ihn wieder in die Flasche steckt; und dieſs kann mehrere Male wiederholt werden. Ein Stück glimmender Feuerschwamm entzündet sich darin und brennt mit Flamme.

Phosphor, den man in einen, an einem langen Eisendrathe befestigten kleinen eisernen Löffel legt, und angezündet in Sauerstoffgas eintaucht, brennt mit einem Lichte, welches unter allen Lichtentwickelungen dem Sonnenlichte an Glanz und Klarheit am nächsten kommt. Der Schwefel brennt im Sauerstoffgase mit einer schönen lasurblauen Flamme, mufs aber dabei auf und nieder bewegt werden, weil sonst die durch das Verbrennen entstehende schweflichte Säure den Zutritt des Sauerstoffgases zum Schwefel verhindert. Glimmende Kohle entzündet sich und brennt darin mit Flamme. Kurz, alle Körper, die in atmosphärischer Luft brennen, brennen noch weit heftiger im Sauerstoffgas. Manche, die entweder in der Luft gar nicht, oder nur bei einer ungewöhnlich hohen Temperatur brennen, entzünden sich und brennen sehr leicht im Sauerstoffgas, z. B. Eisen. Wenn man das Ende einer Haarnadel oder eines ähnlichen dünnen Eisendrathes umbiegt, an diesem Ende etwas glimmende Kohle befestiget, und dann den Drath in eine Flasche mit Sauerstoffgas bringt; so entzündet sich erst die Kohle, und wenn diese verzehrt ist, fängt der Drath selbst an zu brennen und schmilzt an dem untern Ende zu einer Kugel, die einen sternförmigen Strom von zischenden Funken auswirft. Die geschmolzene und zum Theil oxydirte Kugel fällt ab, wenn sie zu schwer wird, und der übrige Drath fährt fort zu schmelzen und zu brennen, so lange das Sauerstoffgas nicht durch die eindringende atmosphärische Luft zu sehr verdünnt wird. Die herabfallenden Kügelchen haben eine so hohe Temperatur, dafs sie, wenn man sie ins Wasser fallen läfst, noch lange darin fortglühen, und sich tief in das Glas oder Porzellan hineinschmelzen, auf welches sie zu liegen kommen. Macht man den Versuch in einer Flasche von dünnem Glase, z. B. in einer Florentiner Flasche, so schmelzen die Kugeln das Glas und fallen unten durch. Will man daher das Gefäfs verwahren, so mufs man den Boden mit Sand bedecken. Dieser Versuch ist übrigens einer der schönsten, welchen die Chemie aufzuweisen hat.

Vermischt man Blut mit Sauerstoffgas, so verschwindet dessen dunkle Farbe und wird schön hochroth. Diefs ist die Veränderung, welche das Blut der lebendigen Thiere beim Athemholen durch Einsaugen von Sauerstoffgas erleidet, und wodurch die thierische Wärme unterhalten wird. Sperrt man Thiere in Sauerstoffgas ein, so unterhält dasselbe das Athmen viermal länger, als ein gleiches Volumen atmosphärische Luft. Daher nannte man dieses Gas anfangs Lebensluft. Nimmt man das Thier nachher heraus, so findet man das Blut in seinen Venen weit röther, als vorher, und wenn es lange Sauerstoffgas eingeathmet hat, ist die Lunge in einer Art von entzündlichem Zustande. Lungensüchtige verschlimmern sich daher gar sehr durch das Einathmen dieser Luftart.

Jeder Körper, welcher im Sauerstoffgas verbrennt, verbindet sich mit Sauerstoff, und nimmt nun eben so viel am Gewichte zu, als der verzehrte Sauerstoff wog. Dabei entsteht, auf eine bis jetzt noch nicht hinreichend erörterte Weise, eine Verbindung von Licht und Wärme, die wir Feuer nennen. Lavoisier und seine Zeitgenossen glaubten, dafs es von der gebundenen Wärme herrühre, welche den Sauerstoff in beständiger Gasgestalt erhalte; seitdem man aber eingesehen hat, dafs diese Erklärung nicht Genüge leiste, weil auch dann Feuer entsteht, wenn das Sauerstoffgas nicht condensirt wird, so nahm Crawford seine Zuflucht zu einer Veränderung in der specifischen Wärme des verbrannten Körpers, die, nach seiner Ansicht, geringer, als beim Sauertoffe aus dem brennbaren Körper vor ihrer Vereinigung sein sollte. Wir haben jedoch späterhin gefunden, dafs auch diese Erklärungsart nicht richtig sei, und dafs nicht allein manche verbrannte Körper eben so viele specifische Wärme haben, als ihre Bestandtheile, sondern dafs auch manche, z. B. das Wasser, sogar dann und wann eine gröfsere specifische Wärme, als ihre Bestandtheile für sich besitzen, daher, nach Crawford's Erklärung, bei Verbrennung des Wasserstoffs Kälte, statt des Feuers entstehen müfste.

Es bleibt uns daher nichts weiter übrig, als das Feuer für eine elektrische Erscheinung zu halten, welche hervorgebracht wird, wenn bei der Vereinigung der Körper die entgegengesetzten elektrischen Zustände derselben einander neutralisiren, wobei, nach unserer Ansicht, auf dieselbe Weise Feuer entsteht, wie bei Entladung der elektrischen Ladungsflasche oder des Blitzstrahls. Die weiteren Muthmaſsungen über diesen Gegenstand werde ich bei der Lehre über den Einfluſs der Elektricität als chemisches Agens im dritten Theile des Lehrbuchs *) näher entwickeln, da wir hier so viel als möglich vermeiden müssen, Darstellungen von Thatsachen mit unsicheren theoretischen Ansichten zu vermengen.

Zum Anfangen des Verbrennens ist erforderlich, daſs der brennbare Körper bis zu einem gewissen Grade erhitzt werde. Sehr wenige Körper besitzen die Eigenschaft, sich bei der gewöhnlichen Temperatur der Atmosphäre zu entzünden und in der Luft zu brennen. Der Wärmegrad, welcher zur Entzündung eines brennbaren Körpers erfordert wird, ist gewöhnlich bedeutend niedriger, als der durch die Verbrennung entwickelte, so daſs der einmal entzündete Körper nachher von selbst zum Fortbrennen hinreichend erwärmt bleibt. Die durch das Verbrennen entstehende Hitze ist um so gröſser, je stärker die Verwandtschaft des brennenden Körpers zum Sauerstoffe ist, kann aber, nach der verschiedenen Dichtigkeit des Sauerstoffgases, bei einem und demselben brennbaren Körper verschieden sein. Am stärksten ist sie im reinen Sauerstoffgase; jemehr aber die kleinsten Theilchen dieses Gases durch Verdünnung oder durch Beimengung eines anderen Gases von einander getrennt werden, desto schwächer wird die beim Verbrennen entstehende Hitze. Daher brennt ein Körper mit minderer Wärme in der Luft, weil in dieser das Sauerstoffgas mit

*) Diese Abhandlung ist in einer besonderen deutschen Bearbeitung in Dresden bei Arnold 1820 erschienen.
d. Uebers.

viermal so viel Stickstoffgas gemengt ist. Stellt man sich vor, daſs die Menge des Stickstoffgases in der Luft sich vermehre, so kommt man zuletzt auf einen Punkt, wo die durch das Verbrennen entstehende Temperatur der zum Entzünden erforderlichen gleich wird und der Körper noch fortbrennt; wird aber der Sauerstoff noch mehr verdünnt, so kann das Verbrennen gar nicht mehr statt finden, wenn nicht der brennbare Körper durch irgend einen anderen Umstand auf dem zum Verbrennen erforderlichen Wärmegrade erhalten wird.

Verschiedene Körper entzünden sich (d. h. fangen an, mit dem Sauerstoffe sich zu vereinigen) bei einer Temperatur, bei der noch kein Glühen oder Leuchten statt findet, und solche Körper fahren fort sich zu oxydiren, ohne daſs Feuer entsteht, und zwar so, daſs sie sich bloſs heiſs erhalten, jedoch beim Zutritt reinerer Luft Feuer zum Ausbruche kommt. Hierdurch entsteht ein zwiefacher, verschiedenartiger Verbrennungszustand, der eine, bei der möglichst niedrigen, der andere bei der möglichst hohen Hitze, wobei die Produkte beider oft ganz verschieden sein können.

Die Thatsache, daſs Körper, unter gewissen Umständen, bei derselben Temperatur sich fortoxydiren können, bei welcher ihre Oxydation angefangen hat, und ohne daſs Feuer dabei erscheint, hat zu der höchst interessanten Erfindung Davy's Anlaſs gegeben, das Feuerphänomen gleichsam von dem einen brennbaren Körper auf einen andern überzutragen, der weder oxydirt wird, noch brennt. Man befestiget nämlich auf ein Stückchen Kampher oder an den Docht einer Weingeistlampe ein Stückchen spiralförmig gewundenen Platindrath, oder ein schmales Streifchen von sehr dünn ausgewalztem Platinbleche, mit 8 bis 10 Windungen, zündet dann den Kampher oder die Weingeistlampe an und bläſst nach einer Weile die Flamme mit einem kurzen Athemstoſse schnell aus. Das Platin behält dabei, nach dem Verlöschen der Flamme eine höhere Temperatur, als die ist, bei welcher die Oxydation der Kampher- oder Weingeist-Dämpfe

ihren Anfang nimmt, und diese fahren daher bei Berührung des Platindrathes fort, sich auf Kosten der Luft zu oxydiren, und da der Platindrath den Wärmestoff besser, als die Gase, leitet, so nimmt derselbe den dabei entwickelten Wärmestoff auf, und fängt nach wenigen Augenblicken an zu glühen. Indem der Platindrath durch sein Glühen die Verflüchtigung des Kamphers oder Alkohols unterhält, fährt er zugleich fort zu glühen, so lange, bis von dem Kampher oder Alkohol nichts mehr übrig ist.

Dasselbe geschieht auch, wenn man irgend eine brennbare Gasart in die Luft ausströmen läfst und einen erhitzten Platindrath in den Strom hält, nur mit dem Unterschiede, dafs solche Gasarten, welche an sich sehr leicht entzündlich sind, dadurch in wenigen Augenblicken entzündet werden. Das Platin pafst am besten zu diesem Versuche, weil es hinlänglich wärmeleitend ist und sich selbst nicht oxydirt. Mit andern Metallen gelingt der Versuch ebenfalls, doch weniger gut und sicher; Eisen kommt darin dem Platin noch am nächsten, Silber und Gold scheinen für diesen Zweck aber zu starke Wärmeleiter zu sein und deshalb die Hitze abzuleiten.

Einen mit Sauerstoff vereinigten Körper nennt man oxydirt oder verbrannt. Das Gewicht eines solchen Körpers beträgt so viel, als die Gewichte des brennbaren Körpers und des verzehrten Sauerstoffes zusammen genommen. Es ist aber sehr schwierig, diesen Versuch so anzustellen, dafs man sowohl das unverzehrt zurückgebliebene Sauerstoffgas, als auch den verbrannten Körper wiegen kann. War das Sauerstoffgas völlig rein, und der brennbare Körper vermögend, dasselbe ganz zu verzehren, so verschwindet es gänzlich; wenn man z. B. eine Glaskugel mit Sauerstoffgas füllt, auf jede drei Cubikzoll ihres Inhalts 1 Gran Phosphor hineinbringt, dann die Kugel luftdicht verschliefst und so weit erhitzt, dafs der Phosphor sich entzündet und verbrennt, so wird, wenn man die Kugel nach dem Erkalten unter Wasser

öffnet, dieses eindringen und die Kugel so ausfüllen, daſs nicht die geringste Luftblase darin bleibt.

Dieser Versuch läſst sich aber noch auf eine leichtere und glänzendere Weise bewerkstelligen, wenn man eine kleine Glasglocke von 5 bis 6 Zoll Länge mit Quecksilber füllt und über Quecksilber umstürzt, dann aber ein Stückchen Phosphor hineinbringt, welches seiner Leichtigkeit wegen durch das Quecksilber bis zum obersten Theile der Glocke emporsteigt. Hier schmelzt man den Phosphor auf diese Weise, daſs man einen heiſsen, aber nicht glühenden Schmelztiegel umgekehrt über die Glocke hält, jedoch so, daſs er das Glas nicht berührt. Hierauf läſst man Sauerstoffgas in kleinen, einzelnen Blasen zu dem geschmolzenen Phosphor aufsteigen. Der Phosphor brennt nun mit lebhaftem Glanze fort und das Sauerstoffgas verschwindet, so daſs man zuletzt nur Phosphor und Phosphorsäure in der Glocke vorfindet.

Viele einfache Körper nehmen beim Verbrennen durch die Vereinigung mit Sauerstoff einen sauren Geschmack an, und werden in Säuren verwandelt, woher auch der Sauerstoff seinen Namen erhalten hat. Sie können sich jedoch in verschiedenen Verhältnissen mit Sauerstoff verbinden und die neuen Verbindungen sind sich daher in ihren Eigenschaften nicht gleich. Sehr wenige Metalle können durch Aufnahme von Sauerstoff in Säuren verwandelt werden; die meisten verlieren bloſs ihr metallisches Ansehn und werden in eine pulvrige, erdartige, bisweilen farbige Masse verwandelt, die man sonst Metallkalk nannte, jetzt aber oxydirtes Metall oder Metalloxyd nennt.

Ein und derselbe Körper kann mehrere Oxydationsstufen besitzen, die sich, nach ihren verschiedenen Eigenschaften, in vier Klassen eintheilen lassen. 1) Das Suboxyd ist die niedrigste Stufe; es kann sich nicht mit andern oxydirten Körpern vereinigen, ohne mehr Sauerstoffgas aufzunehmen. Diese Oxydationsstufe ist weniger allgemein und bis jetzt nur bei wenigen Körpern be-

kannt; vielleicht lernen wir aber mit der Zeit mehrere kennen. Zu den Suboxyden gehören die Häutchen, welche sich nach und nach auf metallischem Blei, Zink, Arsenik, Wiſsmuth u. s. w. bilden.

2) Die Oxyde; sie haben eine gröſsere oder geringere Verwandtschaft zu andern oxydirten Körpern, sind am allgemeinsten verbreitet und fassen alle die Körper in sich, die in der Chemie unter dem Namen der Alkalien, Erdarten, Metalloxyde und Säuren aufgeführt werden. Die ersteren davon (die Alkalien, Erdarten und Metalloxyde) begreift man unter der gemeinschaftlichen Benennung: Basen, worüber ich bei der Lehre von den Salzen nähere Erläuterung geben werde. Sie können zwei, selten drei, Oxydationsstufen besitzen, wovon die niedrigere, welche gewöhnlich die stärksten Verwandtschaften hat, Oxydul, und die höhere Oxyd genannt wird. So heiſst z. B. das schwarze Eisenoxyd: Eisenoxydul, das rothe hingegen: Eisenoxyd.

3) Säuren; so nennt man diejenigen Körper, welche einen sauren Geschmack haben und die blauen Pflanzensäfte röthen; es giebt davon ebenfalls zwei, bisweilen auch mehrere Abstufungen. Die deutsche Nomenklatur hat aber nur für zwei Säuerungsstufen bestimmte Benennungen. Bei der höheren setzt man das Wort Säure nach dem Namen des brennbaren Körpers, z. B. Schwefelsäure, Phosphorsäure; bei der niedrigeren macht man von diesem ein Adjectiv durch die Endigung in icht, wie z. B. schwefelichte, phosphorichte Säure. In der lateinischen Nomenclatur hat man für die ersteren die Namen *Acidum sulfuricum*, *phosphoricum*, und für die letzteren *Acidum sulfurosum*, *phosphorosum*. Manche Säuren haben noch eine höhere Oxydationsstufe und bilden überoxydirte Säuren, z. B. die überoxydirte Salzsäure.

4) Die Superoxyde; sie enthalten so vielen Sauerstoff, daſs sie, ohne einen Theil davon abzugeben, sich mit anderen Oxyden oder Säuren gar nicht verbinden können. Von dieser Beschaffenheit ist z. B. der sogenannte Braunstein, aus welchem, wie wir schon oben gesehen

haben, der überflüssige Sauerstoff durch Glühen ausgetrieben werden kann.

Alle diese verschiedenen Oxydationsstufen erzeugen sich unter bestimmten Sprüngen von einer Stufe zur andern, ohne Zwischenstufen. Diese Sprünge geschehen gewöhnlich nach gewissen Gesetzen, so daſs die Sauerstoffmenge, welche das Oxyd anfänglich enthielt, sich um $\frac{1}{2}$ oder 2 oder 3 Male vermehrt. Ueberhaupt kennen wir noch nicht alle Oxydationsstufen der brennbaren Körper; oft werden neue entdeckt, und es ist wahrscheinlich, daſs alle brennbare Körper eine gewisse Anzahl Oxydationsstufen besitzen, in welchen sich die Sauerstoffmengen, wie die Zahlen 1, 2, 3, 4 u. s. w. verhalten, so daſs der Zuwachs an Sauerstoff das 2, 3, 4fache u. s. w. von der Sauerstoffmenge des niedrigsten Oxyds ausmacht. Allein wir haben die Art und Weise, wie die meisten von ihnen hervorgebracht werden können, noch nicht entdeckt, und kennen bis jetzt nur erst diejenigen, in welchen die Bestandtheile durch die stärksten Verwandtschaftskräfte mit einander verbunden sind, und die daher bei unseren Versuchen vorzugsweise gebildet werden.

Ehe ich die Lehre vom Sauerstoffe verlasse, muſs ich, auf Veranlassung des so eben Angeführten, noch etwas über das merkwürdige Verhalten bemerken, das in Hinsicht der Proportionen eintritt, in welchen der Sauerstoff mit anderen Körpern sich verbindet. Gay-Lussac entdeckte zuerst, daſs wenn das Sauerstoffgas sich mit anderen Körpern vereiniget, welche sich in Gasgestalt befinden, wie z. B. Wasserstoffgas oder Stickstoffgas, (die wir in der Folge kennen lernen werden,) diese Vereinigung stets in einem solchen Verhältnisse erfolge, daſs entweder beide Gasarten sich in gleichen Maaſstheilen mit einander verbinden, oder daſs 2, 3 oder mehrere Maaſstheile des einen Gases sich mit einem einzigen Maaſstheile des anderen Gases vereinigen, so daſs in den Verhältnissen kein Bruch vorkömmt.

Ob wir nun schon nicht alle brennbare Körper in Gas verwandeln können, und die meisten von ihnen, die

wir zu verflüchtigen im Stande sind, ihre Gasgestalt nur bei so hoher Temperatur beibehalten, daſs wir sie nicht mehr zu messen vermögen, so haben wir doch Grund zu vermuthen, daſs die Verhältnisse, nach welchen der Sauerstoff sich mit den brennbaren Körpern verbindet, und selbst diejenigen Verhältnisse, nach welchen sich die brennbaren Körper unter einander selbst vereinigen mit den relativen Maaſstheilen dieser Körper bei derjenigen Temperatur in Uebereinstimmung stehen, bei welcher diese brennbaren Körper Gasgestalt annehmen würden, (diese Temperatur mag auch übrigens so hoch sein, als sie nur wolle) — und daſs diese Vereinigung auf solche Weise geschehe, daſs ein Volumen oder Maaſstheil der einen Gasart entweder mit einem einzigen Volumen, oder mit 2, 3, 4 oder mehreren Maaſstheilen des anderen Gases sich verbinde. Die Lehre von diesen Verhältnissen, welche beim Anfange des Studiums der Chemie weniger leicht verständlich ist, wird im dritten Theile bei Erklärung der chemischen Proportionen ausführlicher abgehandelt werden *).

2. Brennbare Körper.

Man glaubte vormals, daſs die Brennbarkeit aller Körper durch einen Stoff hervorgebracht werde, welcher durch die ganze Natur verbreitet sei, den Namen Phlogiston führe, und beim Verbrennen eines Körpers entweichen solle. Allein man kannte damals weder den Sauerstoff, noch selbst die Natur des Verbrennungs-Phänomens, hatte auch noch nicht bemerkt, daſs der verbrannte Körper stets an Gewicht zunimmt, wenn man die Produkte der

*) Man sehe darüber den aus dem dritten Theile dieses Lehrbuchs besonders ausgehobenen Versuch über die Lehre von den chemischen Proportionen und über die chemischen Wirkungen der Elektricität, nach, welche in einer deutschen Bearbeitung bei Arnold in Dresden 1820 erschienen ist.

der Verbrennung sammelt und wägt. Nachdem Scheele entdeckt hatte, dafs beim Verbrennen Sauerstoff verzehrt werde, und Lavoisier fand, dafs der verbrannte Körper eben so viel an Gewicht zunehme, als das verzehrte Sauerstoffgas gewogen hatte; da erhielt die neuere Theorie des Verbrennens ihre Entstehung, auf welcher das Wichtigste der übrigen theoretischen Chemie beruht und durch welche Lavoisiers Scharfsinn dieser Wissenschaft den höheren Grad der Ausbildung gab, den sie jetzt besitzt. Die Anhänger des Phlogistons bemühten sich lange, Lavoisier's Theorie umzustofsen, indem sie dem Phlogiston eine Eigenschaft zuschrieben, die sie negative *Schwere* nannten, vermöge deren ein Körper, der sich damit vereinigte, an Gewicht verlieren sollte. Diese Erklärungen sind jedoch nun gänzlich verworfen, das Phlogiston ist aus der Chemie verbannt, und Lavoisier's Lehre, die deshalb gleich anfangs den Namen der antiphlogistischen Chemie erhielt, durch vieljährige Erfahrungen vollkommen bestätiget. Bei der Lehre von der Oxydation der Metalle werde ich das Geschichtliche der phlogistischen und antiphlogistischen Chemie ausführlicher erwähnen.

Einfache brennbare Körper.

Die einfachen brennbaren Körper zerfallen in zwei Klassen von Körpern, die einander sehr nahe verwandt sind, und die man blofs zur Bequemlichkeit für das Studium der Wissenschaft in diese Klassen eingetheilt hat. Diese sind nämlich

1) die Metalloïde, worunter ich Wasserstoff, Stickstoff, Schwefel, Phosphor, Kohlenstoff und Boron, verstehe, und
2) die Metalle, die eine zahlreiche Menge von Körpern in sich begreifen, welche (zum Theil) schon von Alters her mit diesem Namen bezeichnet worden sind.

Ich werde zuerst die Metalloïde und deren vornehmste gegenseitige Verbindungen beschreiben, und die Metalle erst dann abhandeln, wenn der Leser durch das Studium jener mit den am allgemeinsten verbreiteten, auch stärkere chemische Wirkungen äussernden Stoffen genauer bekannt worden ist.

Metalloïde.

1. Wasserstoff.

Der Wasserstoff, deswegen so genannt, weil er in Verbindung mit dem Sauerstoffe Wasser bildet, kann, so wie der Sauerstoff, an und für sich nicht in fester oder tropfbar-flüssiger Gestalt dargestellt werden, sondern er bildet eine eigene brennbare Gasart, welche man ehedem brennbare Luft nannte. Er findet sich, aufser dem Wasser, in allen organischen Körpern, sowohl Thieren, als Pflanzen, und ist folglich einer der häufigsten Bestandtheile unserer Erdkugel.

Um Wasserstoffgas zu erhalten, scheiden wir es aus seiner Verbindung mit dem Sauerstoff im Wasser auf mehr als eine Art; doch erhalten wir es nur selten ganz rein.

1) Die einzige Art, völlig reines Wasserstoffgas zu erlangen, ist die Zerlegung des Wassers durch die elektrische Säule; doch erhält man es da nur in sehr geringer Menge. Man füllt eine Glasröhre Fig. 5. Taf. II. von $\frac{1}{2}$ Zoll im Durchmesser mit reinem Wasser, worin man, um es mehr leitend zu machen, einige Gran salzsaures Natron (Kochsalz) auflöst, und verschliefst die Röhre an beiden Enden mit gut passenden Korken. Durch den Kork am unteren Ende wird ein etwas starker Messingdrath a b (kein Eisendrath, weil dieser zuweilen Sauerstoffgas entwickelt), und durch den oberen ein ähnlicher Drath e f, nebst einer feinen gekrümmten Glasröhre zum Auffangen des Gases, c d gesteckt; die Dräthe werden so gegen einander gestellt, dafs ihre in-

neren Enden a und f ungefähr einige Linien von einander abstehen. Der untere Drath wird mit dem +, der obere mit dem — Pole der Säule in Verbindung gebracht. Nun entsteht in der Flüssigkeit, zwischen den Oberflächen der Drähte a und f, die bekannte elektrische und chemische Vertheilung, durch welche die Säule entladen wird. Die negative Elektricität mit dem Sauerstoffe des Wassers und der Säure des Kochsalzes sammelt sich um den Drath a b, und da die negative Elektricität hier durch die + E der Säule gesättiget wird, so verbinden sich der Sauerstoff und die Salzsäure mit dem Metalle, und bilden ein Metallsalz, welches sich um den Drath a b herum aufgelöst erhält, der davon immer mehr angegriffen wird. Die + E mit dem Wasserstoffe des Wassers und dem Natron des Kochsalzes häuft sich am Drathe e f an; und weil hier die + E von der negativen E des Drathes gesättiget wird, das Wasserstoffgas aber keinen Körper findet, mit dem es sich vereinigen könnte, so wird es frei und entweicht in Gasgestalt durch die Röhre c d. Das Natron bleibt in der Flüssigkeit, um e f herum, aufgelöst zurück. Führt man nun die Röhre c d in eine kleine Schaale mit Wasser oder Quecksilber, so kann das in ihr aufsteigende Wasserstoffgas, wie in den früheren Versuchen das Sauerstoffgas, in einer mit Wasser oder Quecksilber gefüllten, über die Oeffnung der Röhre gestürzten Flasche aufgefangen werden. Mit 25 bis 30 Paar vierseitigen Platten von Zink und Kupfer, die 4 bis 5 Zoll Seitenlänge haben, und mit einer Auflösung von Kochsalz in Essig angefeuchtet werden, erhält man bei + 18° ungefähr $\frac{1}{2}$ Cubikzoll Wasserstoffgas in einer Stunde, und zwar von der höchst möglichen Reinheit.

2) Die gewöhnlichste Art, dieses Gas zu bereiten, liefert es am unreinsten, und ist schon oben bei der Lehre von den Verwandtschaften erklärt worden. Man verdünnt nämlich concentrirte Schwefelsäure mit 5 bis 6 mal so viel Wasser und bringt Eisenfeilspähne hinein. Hier nimmt nun das Eisen, um sich mit der Schwefelsäure zu

schwefelsaurem Eisen (Eisenvitriol) vereinigen zu können, den Sauerstoff des Wassers auf, und entbindet dadurch den Wasserstoff. Die Masse kommt dabei durch die Entbindung des Wasserstoffgases gleichsam ins Kochen und erhitzt sich. Allein das Gas, welches man dabei erhält, hat einen unangenehmen stinkenden Geruch, und wenn man es durch Alkohol (stärkern Weingeist) leitet, so nimmt dieser einen grofsen Theil des Geruchs auf, und giebt, wenn man ihn dann mit Wasser mengt, eine milchähnliche Flüssigkeit, wie manche Riechwasser geben, die aus Auflösungen irgend eines flüchtigen Oels in Alkohol bestehen, wenn man sie mit Wasser mengt. Läfst man das Gemenge in einem wohl verschlossenen Gefäfse einige Tage lang ruhig stehen, so scheidet sich eine Art flüchtiges, stinkendes Oel aus, welches im Gase enthalten war, und den unangenehmen Geruch zum Theil verursachte. Die Unreinheit des Gases bei diesem Versuche rührt daher, dafs alles Eisen, selbst das beste Stabeisen, ein wenig Kohle enthält, die sich bei der Auflösung mit dem frei werdenden Wasserstoffe verbindet, und damit theils jenes stinkende Oel, theils gekohltes Wasserstoffgas bildet. Je kohlenhaltiger das Eisen ist, (z. B. Stahl und Roheisen), desto stinkender ist das Gas, welches man erhält, und desto mehr Oel setzt es im Alkohol ab. — Die zurückbleibende Flüssigkeit setzt beim Erkalten schwefelsaures Eisenoxydul in hellgrünen Krystallen ab.

Statt des Eisens bedient man sich auch zuweilen des Zinks, den man vorher in einer Giefskelle schmilzt und auf eine reine Steinplatte ausgiefst, damit man ihn in dünnen Scheiben erhält und leichter zerkleinern kann. Man bekommt beim Auflösen des Zinks in verdünnter Schwefelsäure ein etwas reineres Wasserstoffgas, welches aber auch noch stinkend ist.

Will man ein vollkommen reines Wasserstoffgas haben, so mufs man destillirten Zink anwenden, und das Gas, ehe man es auffängt, durch eine Lauge von Aetzkali leiten. Das Gas verliert dabei zwar den gröfsten Theil seines Geruchs, wird aber doch nicht ganz geruch-

los, und die Lauge nimmt einen scharfen und unbehaglichen Geruch an. Der riechende Stoff, welcher im Gase zurückbleibt, ist indessen so unbedeutend, daſs man, ohne einen Fehler zu begehen, denselben nicht weiter zu beachten braucht.

Der Apparat, welcher zu diesem Versuch erfordert wird, ist sehr einfach, indem man bloſs in den Hals einer tubulirten Retorte eine auf gewöhnliche Weise gekrümmte Glasröhre einzukitten braucht. In Ermangelung einer Retorte nimmt man eine gewöhnliche Flasche, und führt durch den Kork eine gekrümmte Glasröhre hindurch, wie in Fig. 5. Taf. II. — Noch bequemer wird der Apparat, wenn man ihn wie in Fig. 8. Taf. II. einrichtet, nämlich, auſser dem Entwickelungsrohre a b, noch ein zweites Rohr in den Kork einläſst, welches am obern Ende zu einem trichterförmigen Gefäſse ausgeblasen, übrigens aber in der Richtung c d e, so gebogen ist, daſs das Knie bei d tiefer als die Oeffnung e liegt. Durch dieses Rohr kann man nämlich nach Bedarf Schwefelsäure einfüllen, die leicht in die Flasche hinunterflieſst, wovon aber im Knie d, weil es tiefer, als die Oeffnung e liegt, immer etwas zurückbleiben muſs, wodurch das Wasserstoffgas verhindert wird, auf diesem Wege zu entweichen.

Das Wasserstoffgas zeichnet sich durch seine Eigenschaften vor allen andern Körpern aus. Es bricht die Lichtstrahlen $6\frac{1}{2}$ Mal stärker, als die atmosphärische Luft, oder noch genauer: sein Brechungsvermögen verhält sich gegen das der atmosphärischen Luft wie 6,61436 : 1,00000. Bei völliger Reinheit ist es geruchslos; so erhält man dasselbe, wenn man ein Amalgam von Kalium und Quecksilber mit Wasser übergieſst, in welchem Falle sich das Kalium auf Kosten des Sauerstoffs im Wasser oxydirt. Setzt man aber dem Wasser eine Säure oder auch salzsaures Ammoniak zu, welches die Gasentwickelung beschleuniget; so nimmt das Gas sogleich denselben Geruch an, den es bei Auflösung destillirten Zinks in verdünnten Säuren bekommt. Dieser Geruch kann daher nicht dem Wasserstoffgase selbst angehören, sondern muſs von andern aufgelösten

Stoffen herrühren. Sie können nach Döbereiner entfernt werden, wenn man 24 Unzenmaaſse Wasserstoffgas 24 Stunden lang mit 1 Loth wohlausgebrannter, mit Wasser angefeuchteter Kohle in Berührung bringt. Sein specifisches Gewicht verhält sich zum spec. Gewichte der Luft wie 0,0688 bis 0,0689 : 1000, nach einigen Wägungsversuchen, die ich in Gesellschaft mit Dulong angestellt habe. Früher hatte man dieses eigenthümliche Gewicht 0,073 gefunden. Seine specifische Wärme verhält sich zu der Luft, dem Volumen nach gerechnet, wie 0,9033 : 1,000; dem Gewichte nach aber wie 12,3401 : 1,000. Mit einem gleichen Volumen Wasser verglichen, verhält sich die specifische Wärme des Wasserstoffgases = 3,2936 : 1,000.

Es kann entzündet werden und brennen. Wenn man an die Mündung einer mit Wasserstoffgas gefüllten Flasche, einen brennbaren Körper bringt, so entzündet sich das Gas, und brennt mit einer schwachen Flamme zur Oeffnung der Flasche heraus, die beim Tageslicht kaum sichtbar ist. Diese Flamme ist völlig weiſs, wenn das Gas völlig rein war, auſserdem ist sie bald bläulich, bald grün u. s. w. Mischt man das Wasserstoffgas in der Flasche mit atmosphärischer Luft und zündet es an, so verbrennt es auf einmal mit einem kleinen Knalle. Wenn man der Oeffnung einer Röhre, aus welcher Wasserstoffgas ausströmt, ein brennendes Licht nähert, so entzündet sich das Gas und brennt am Ende der Röhre mit einer kleinen, schwach leuchtenden Flamme. Die Verbindung des Wasserstoffgases mit dem Sauerstoffgase, fängt schon bei einer Temperatur an, die durchaus nicht bis zum Leuchten geht, so daſs das Gemenge beider Gase schon durch einen heiſsen, aber nicht glühenden Platindrath entzündet werden kann. Wenn man Wasserstoffgas durch eine Röhre in die Luft ausströmen läſst, und in den Gasstrom einen Platindrath bringt, der so eben aufgehört hat zu glühen, so wird er im Wasserstoffgase, (aus dem bei Beschreibung des Sauerstoffgases bereits angegebenen Grunde) wieder glühend, und in wenigen Augenblicken

so sehr erhitzt, dafs das Wasserstoffgas davon entzündet wird und mit Flamme brennt.

Wenn eine 8 bis 12 Zoll lange und 1 bis 2 Linien im Durchmesser weite Glasröhre, an dem einen Ende zu einer feinen Spitze ausgezogen, das andere Ende aber mittelst eines gut schliefsenden Korkes in den Hals einer Flasche eingepafst wird, aus welcher durch Eisen oder Zink mit verdünnter Schwefelsäure Wasserstoffgas entwikkelt wird, und man entzündet dann das Gas am Ende der Röhre *); so entsteht ein starker Ton wie von einer Glasharmonika, wenn man einen kleinen, wohlgetrockneten Glascylinder (wie Fig. 9. Taf. II.) oder in Ermangelung dessen eine Chinaflasche über die Oeffnung hält, und dieser Ton wird tiefer oder höher, je nachdem der Cylinder tiefer oder höher gehalten wird. Dieser Cylinder braucht am oberen Ende gar nicht verschlossen, sondern die Oeffnung nur nicht allzuweit zu sein. Dieses Phänomen hat man die chemische Harmonika genannt. Die Ursache dieser Erscheinung ist lange unbekannt gewesen oder unrichtig erklärt worden, bis erst ganz neuerlich Faraday durch interessante Versuche bewiesen hat, dafs sie von einer Reihe kleiner Verpuffungen herrührt, die so dicht auf einander folgen, dafs sie einen zusammenhängenden Schall hervorbringen. Wenn die Flamme zu tönen anfängt, sieht man sie sich verlängern oder nach der Länge ausdehnen, als ob sie durch einen schnell aufsteigenden Luftstrom über die Oeffnung der Glasröhre hinausgetrieben würde; dabei mengt sich die Luft mit dem Gase dergestalt, dafs das Gemenge, wenn es etwas höher hinauf kommt, wo die Flamme brennt, mit einer kleinen Verpuffung verbrennt, ganz so, wie es bei einem

*) Dabei ist zu erinnern, dafs das Gas nicht sogleich entzündet werden darf, weil sonst durch die in der Flasche enthaltene, mit dem Gase vermischte atmosphärische Luft eine Explosion entsteht, welche die Glasröhre gewaltsam herauswirft und dadurch Schaden verursachen kann. Man mufs daher die Entwickelung des Gases eine Weile abwarten, ehe man es anzündet.

Flammenfeuer der Fall ist, wenn man heftig darauf bläst, nur daſs der Laut, welcher in diesem Falle entsteht, von jenem verschieden ist.

Eine nothwendige Bedingung zum Gelingen dieses Versuches ist, daſs die Oeffnung der Röhre eng, und die Gasentwickelung bis zu einem gewissen Grade schwach sei; denn so lange das Gas mit einer starken Flamme brennt, entsteht kein Ton.

Mengt man zwei Maaſstheile Wasserstoffgas in einer Flasche mit einem gleichen Maaſse Sauerstoffgas und zündet das Gemenge an, so entsteht ein starker Knall. Man hat daher dieses Gemenge Knall-Luft genannt. Die Flasche muſs bei diesem Versuche mit einem Handtuche umwickelt werden, weil sie leicht entzwei gehen kann, wobei die Splitter mit Gewalt umher geworfen werden. — Wenn man an der Oeffnung einer feuchten Ochsenblase einen metallenen Hahn mit einem Ventile befestiget, und dieselbe darauf mit Knall-Luft füllt, so kann man mittelst einer, in den Hahn hineingesteckten kleinen Thonpfeife Seifenblasen bilden, die in der Luft, wegen der gröſsern Leichtigkeit des in ihnen eingeschlossenen Wasserstoffgases, in die Höhe steigen, und beim Berühren mit der Lichtflamme oder einem brennenden Spahne sich entzünden, und mit einem starken Knalle verbrennen. Bläst man auf die Oberfläche des Seifenwassers eine groſse Menge kleiner Blasen auf und zündet sie an; so entsteht ein so starker Knall, daſs man auf eine lange Weile harthörig davon wird. Es versteht sich von selbst, daſs man bei diesem Versuche die Oeffnung des Pfeifenrohrs vor der Berührung des Feuers in Acht nehmen muſs, weil sonst die Blase selbst entzündet würde.

Wenn man die Oeffnung einer mit Knall-Luft gefüllten Blase mit einem Korke verschlieſst, in diesen zwei Glasröhren luftdicht einsetzt, durch welche zwei mit Wachs oder Siegellack eingeschmelzte Stahldräthe in die Blase geführt, und unten so gebogen sind, daſs ihre Enden nur eine halbe oder ganze Linie von einander abstehen, wie in Figur 10. Tafel II.; so kann man die Knall-Luft durch

Elektricität, nach Belieben in weiterer oder kürzerer Entfernung entzünden. Man kann die Blase in freier Luft, z. B. an einen Baum, hängen, und feine Messingdräthe von den in die Glasröhren eingeschlossenen Stahldräthen in das Zimmer leiten, wo die Elektrisirmaschine steht. Leitet man den einen dieser Dräthe zur äufsern Belegung einer geladenen Flasche, und berührt den Knopf mit dem andern Drathe; so wird die Flasche durch die Messingdräthe entladen, so, dafs ein kleiner Funken zwischen den Enden der Stahldräthe innerhalb der Flasche überspringt, und das Gas augenblicklich entzündet, welches mit einem starken Knalle verbrennt. Es bildet sich dabei eine stark leuchtende Feuermasse, von der Gröfse und Gestalt der Blase, die besonders im Dunkeln ein sehr schönes Phänomen darbietet.

Selbst der einfache elektrische Funke entzündet das Wasserstoffgas, wie wir zum Beispiel an der elektrischen Pistole sehen. Dieses Werkzeug kann ganz einfach aus Holz in Gestalt einer Kanone oder Haubitze, — wie Fig. 11. Taf. II. gemacht werden; in der Mitte derselben bringt man zwei einander gegenüberstehende Eisendräthe an, die sich äufserlich in kleinen Bleikugeln endigen. Hält man nun an die eine dieser Bleikugeln den Finger, und nähert die andere dem Conduktor einer Elektrisirmaschine, oder dem Deckel eines Elektrophors; so springt der Funke innerhalb der Kanone zwischen den Dräthen über. Um die Kanone mit Gas zu füllen, stürzt man sie umgekehrt über die Oeffnung einer Flasche, in welcher man aus Eisenfeilspähnen und verdünnter Schwefelsäure das Gas entwickelt, und verkorkt sie dann aufs schnellste. Wenn man dann den elektrischen Funken durchgehen läfst, so entzündet sich das Gas, und treibt den Pfropf mit einem Knalle und einer kleinen Flamme heraus. Bisweilen geschieht keine Entzündung, weil man die Kanone bei der Füllung zu lange über der Oeffnung der Flasche gelassen hat, und sie daher blofs Wasserstoffgas enthält, dann darf man nur in die Oeffnung derselben blasen, wonach der Funke wieder zünden wird, weil das Wasserstoffgas dadurch

wiederum den zum Verbrennen nöthigen Sauerstoff erhält.

Ein anderes Instrument zur Entzündung des Wasserstoffgases durch den elektrischen Funken, ist die elektrische Lampe, deren Beschreibung man im dritten Bande finden wird.

Ein recht artiger Versuch, welcher die leichte Verbrennlichkeit und die gröſsere Leichtigkeit des Wasserstoffgases gegen die Luft zugleich beweist, ist folgender. Eine tubulirte Glasglocke wird über Wasser mit Wasserstoffgas gefüllt, und während dessen die Glocke allmählig so erhöht, daſs ihr Rand im Wasserspiegel steht. Das Rohr der Glocke wird hierauf geöffnet und das Gas angezündet. Es brennt mit schwacher Flamme aus der Oeffnung fort; sobald man aber die Glocke aus dem Wasser heraushebt, und dadurch Luft zutreten läſst, so wird das Wasserstoffgas aus der oberen Oeffnung herausgetrieben, und brennt da mit einer 5, 6 bis 8 Zoll hohen Flamme, die nach einigen Augenblicken mit einem Knalle verlischt, ohne daſs der Glocke ein Schade geschieht. Die Ursache dieses Knalles entsteht daher, daſs die Luft, indem sie das Wasserstoffgas austreibt, sich nach und nach mit der untern Schicht desselben vermischt und eine Art Knall-Luft bildet, die sich bei der Annäherung an die Flamme entzündet und auf einmal verbrennt. Der Schall bei allen diesen Versuchen rührt davon her, daſs das Wasser, welches durch die Verbrennung beider Gasarten entsteht, erhitzt und zu einem weit gröſseren Volumen, als die Gase einnehmen, ausgedehnt, aber auch augenblicklich wieder abgekühlt wird, und dadurch einen luftleeren Raum bildet, den die Luft gewaltsam wieder ausfüllt. Er wird also ganz auf dieselbe Weise erzeugt, wie der Knall, welcher entsteht, wenn man den Deckel eines gut verfertigten Federpenals schnell abzieht.

Wenn man Knall-Luft (z. B. mit der Compressionspumpe einer Windbüchse) zusammenpreſst, so wird während des Zusammendrückens desselben so viel Wärme aus dem Gase entwickelt, daſs das Gemisch sich dadurch ent-

zündet, mit einem Knalle verbrennt, und das Gefäſs zersprengt. Geschieht aber das Zusammenpressen langsam, so daſs der Compressions-Apparat wieder abkühlen kann, wenn er warm zu werden anfängt, und besonders wenn man zuerst das Sauerstoff- und nachher erst das Wasserstoffgas hineinbringt; so lassen sich diese Gase ohne alle Gefahr comprimiren. Dieser Umstand hat Veranlassung zu Erfindung eines höchst merkwürdigen chemischen Instruments, des Newmannschen Löthrohrs, gegeben, welches ich im dritten Theile im Artikel: Gasbehälter näher beschrieben habe. In diesem Instrumente wird die Knall-Luft zusammengedrückt, und dann durch ein ganz feines Rohr herausgelassen und vor der Oeffnung angezündet. Hier brennt es nun mit Hervorbringung der gröſsten Hitze fort, welche sich durch Kunst nur erzeugen läſst, so daſs fast alle Körper, die man in die Flamme bringt, schmelzen oder verflüchtiget werden. Wenn das Rohr fein und enge genug ist, besonders dann, wenn man das Gas, ehe es in das Ableitungsrohr tritt, erst durch ein weiteres, mit runden Scheiben von feinen Messingdrath einen Zoll lang ausgefülltes Rohr streichen läſst; so kann das Verbrennen des Gases nicht rückwärts wirken, weil die Gase durch die Metalle so abgekühlt werden, daſs der Versuch ohne alle Gefahr vorgenommen werden kann. Verabsäumt man aber diese Vorsichtigkeits-Maaſsregeln, so wird der Behälter, worin das Gas eingeschlossen ist, mit einem furchtbaren Knalle zertrümmert und das Leben des Experimentators in Gefahr gesetzt.

Der Wasserstoff kann sich mit dem Sauerstoffe in zwei verschiedenen Verhältnissen verbinden. Das erste Oxyd desselben bildet das Wasser, welches aus 2 Maaſstheilen Wasserstoffgas und 1 Volumen Sauerstoffgas, oder dem Gewichte nach, aus 88,91 Th. Sauerst. und 11,09 Wasserstoff besteht. Das zweite Oxyd gehört zu derjenigen Klasse von oxydirten Körpern, die wir Superoxyde nennen, und besteht aus 1 Volumen Wasserstoffgas und 1 Volumen Sauerstoffgas, oder dem Gewichte nach aus

94,13 Sauerstoff und 5,87 Wasserstoff. Ich werde beide unter dem Artikel Wasser beschreiben.

Die geringe Schwere des Wasserstoffgases gab Anlaſs zu den Luftschiffahrts-Versuchen, — der Aëronautik. — Man vergnügte sich lange damit, Seifenkugeln, mit Wasserstoffgas gefüllt, in der Luft emporsteigen zu lassen, bis es endlich den Gebrüdern Stephan und Joseph Montgolfier, Eigenthümern einer Papiermühle zu Annonay in Frankreich, gelang, durch erhitzte Luft eine kleine aërostatische Maschine aufsteigen zu lassen. Sie schrieben aber das Aufsteigen des Ballons weniger der erhitzten und dadurch specifisch leichter gewordenen Luft, als vielmehr einer eigenen leichteren Gasart zu, welche sich durch das Verbrennen aus gekämmter Wolle entwickeln sollte, die sie mit den Brennmitteln vermengten. — Professor Charles in Paris lieſs den ersten mit Wasserstoffgas gefüllten Ballon aufsteigen, und Pilatre de Rozier und der Marquis d'Arlande waren die Ersten, die eine Luftfahrt wagten. Seitdem ist dieses physisch-chemische Schauspiel an den meisten Orten Europens nachgeahmt worden. Die zur Luftschiffahrt üblichen, mit Wasserstoffgas gefüllten Ballons, werden von Taffet gemacht, der erst gehörig zugeschnitten und hernach mit einem, aus Leinöl und Vogelleim zusammengekochten und dann mit Terpenthin verdünnten Firniſs überstrichen wird. Die zugeschnittenen Stücken werden mit starken Näthen dicht zusammengenäht, und diese sodann mit demselben Firnisse gut überzogen. Der kleinste Taffet-Ballon, den man aufsteigen lassen kann, muſs 3 Fuſs 4 Linien im Durchmesser haben. Von Postpapier kann man einen Ballon von 9 Zoll 2 Linien Durchmesser zum Aufsteigen bringen; allein er fällt bald wieder nieder, weil das Gas leicht durch das Papier durchdringt. Zu kleinen Versuchen macht man sie am besten aus Goldschlägerhäutchen, doch müssen sie wenigstens 6 Zoll und drüber im Durchmesser haben.

Ein Ballon kann nicht eher zu steigen anfangen, als bis er einen solchen Umfang erhalten hat, daſs das ein-

geschlossene Gas und das Zeuch, woraus es besteht, zusammengenommen, weniger wiegen, als ein gleich groſses Volumen atmosphärischer Luft. Z. B. ein kleiner Aërostat von Goldschlägerhaut, von 6 Zoll Durchmesser, wird etwa 35 bis 36 Gran, das darin eingeschlossene Gas aber 5 Gran wiegen, und daher sein absolutes Gewicht nach der Füllung 41 Gran betragen. Das Volumen atmosphärischer Luft hingegen, welches diesen 5 Gran Wasserstoffgas nebst dem einschlieſsenden Häutchen entspricht, wiegt 50 bis 51 Gran, und da folglich der kleine Aërostat um 10 Gran leichter als die Luft ist, so muſs er mit der Kraft dieser 10 Gran aufsteigen, und schon eine Last von einigen Granen tragen können. Je gröſser der Ballon wird, desto mehr vermindert sich die Schwere des Zeuches, im Vergleich gegen das eingeschlossene Gas, und desto gröſsere Lasten kann er tragen. Ein Ballon von 20 Fuſs Durchmesser hat Raum für 4190 Kubikfuſs Wasserstoffgas, und trägt, auſser dem Ballon selbst, noch 255 Pfund, das Gewicht der Schnüre und der Gondel eingerechnet. Bei 30 Fuſs Durchmesser faſst er 14,142 Kubikfuſs Gas und trägt 928 Pfund. Auf jeden Kubikfuſs Gas rechnet man einen Aufgang von 6 Unzen Eisen, 6 Unzen Schwefelsäure und 30 Unzen Wasser. — Die Gasentwickelung geschieht in groſsen Tonnen, aus welchen das Wasserstoffgas mittelst verzinnter blecherner Röhren in einen, mit Wasser gefüllten, gemeinschaftlichen Behälter, unter eine umgestürzte Tonne geführt wird, wie Fig. 12. Taf. II. es darstellt. Das Wasser reiniget theils das Gas von den bei sich führenden Unreinigkeiten der Säure u. s. w., theils verhindert es, daſs, wenn etwa eine Tonne geöffnet wird, aus den übrigen nichts heraustritt. Aus der umgestürzten Tonne wird das Gas darauf in den Ballon geleitet, der vorher von atmosphärischer Luft wohl befreit worden sein muſs. Zu gröſseren Ballons muſs man 16 bis 20 dergleichen Tonnen anwenden, besonders wenn man mit dem Versuche schnell zu Stande kommen will, wobei aber allerdings bedeutender Verlust entsteht. Zur Auflösung in der Säure nimmt man gewöhnlich Nä-

gel; allein das Gas, welches man auf diese Weise erhält, ist sehr schwer und selten über 6 bis 8 mal leichter als die atmosphärische Luft. Neulich hat Green, ein Engländer, mit Vortheil das zur Gaserleuchtung durch Destillation von Steinkohlen erhaltene Gas zu Luftschiffungsversuchen benutzt. Ein Ballon von 3 Fuſs Durchmesser, mit diesem Gase gefüllt, war 11 Unzen leichter als die atmosphärische Luft. Mit auf vorhin angeführte Weise bereitetes Wasserstoffgas gefüllt, war der Ballon 17 Unzen leichter als die atmosphärische Luft. Die Kosten, ihn damit zu füllen, waren aber mehr als 20mal gröſser.

Das Wasserstoffgas kann, weil es selbst brennbar ist, das Verbrennen anderer brennbarer Körper und das Athemholen der Thiere nicht unterhalten. Ein hineingehaltener brennbarer Spahn verlöscht darin sogleich. Sperrt man ein Thier in reinem Wasserstoffgase ein, so stirbt es zwar nicht augenblicklich; allein da sein Blut während des Athmens nicht die Veränderung, wie in der atmosphärischen Luft erleidet, so wird es nach einer Weile kränklich und stirbt. Nimmt man dasselbe, noch ehe alle Zeichen des Lebens verschwunden sind, heraus, so kann es wieder zum Leben gebracht werden, besonders wenn man es in reines Sauerstoffgas bringt. In einer Atmosphäre, die aus Sauerstoffgas, und, statt des Stickstoffgases, aus Wasserstoffgas zusammengesetzt ist, wird man nach einer Weile schläfrig, ohne ein sonstiges Zeichen von Uebelbefinden zu spüren. Allen und Pepys fanden, daſs Meerschweine, die man in einer solchen Atmosphäre lieſs, endlich in einen tiefen Schlaf verfielen. Man hat Beispiele, daſs Menschen, die längere Zeit ein Gemenge von Wasserstoffgas und atmosphärischer Luft einathmeten, davon jedesmal in Schlaf fielen. — War das Wasserstoffgas unrein, z. B. gekohlt oder geschwefelt, so sterben die Thiere darin augenblicklich, und können nicht wieder ins Leben gebracht werden. Menschen können ohne Nachtheil eine lange Weile Wasserstoffgas einathmen, besonders wenn es ein wenig athmosphärische Luft enthält.

Das Wasserstoffgas ist im Wasser beinahe völlig unauflöslich; man kann sich daher zum Auffangen desselben des Wassers bedienen und das Quecksilber ganz entbehren.

2. Stickstoff.

Der Stickstoff läſst sich, wie der Sauer- und Wasserstoff, nur in Gasgestalt darstellen, und macht in diesem Zustande fast $\frac{4}{5}$ unserer Atmosphäre aus. Er ist übrigens ein Bestandtheil einiger Mineralien, mehrerer Vegetabilien und der meisten thierischen Körper.

Der Stickstoff macht den brennbaren Bestandtheil der Salpetersäure aus, die ihren Namen von einem Salze, dem *Salpeter*, hat, aus welchem dieselbe bereitet wird. Bei Bildung der chemischen Nomenclatur war man nicht völlig gewiſs darüber, ob der Stickstoff ein einfacher Körper sei, er behielt daher den alten Namen der Säure bei; auch haben noch jetzt unsere vermehrten Erfahrungen die Zweifel über die Einfachheit des Stickstoffs nicht völlig gehoben.

Man erhält ihn am leichtesten durch Ausscheidung aus der atmosphärischen Luft mittelst brennbarer Körper, welche sich mit dem Sauerstoffe der Luft verbinden. Weil aber dabei die brennbaren Körper sich theils mit dem Stickstoffe vereinigen, theils neue gasförmige Stoffe bilden; so erhält man dadurch das Stickstoffgas selten rein.

1) Am reinsten erhält man es, wenn man Blei mit so vielem Quecksilber zusammenmengt, daſs sie ein flüssiges Gemenge (Bleiamalgam) bilden, damit eine Flasche bis zu $\frac{1}{5}$ anfüllt, diese vollkommen luftdicht verkorkt, und die eingeschlossene Luft mit dem flüssigen Metallgemenge zwei Stunden und länger durchschüttelt. Das durch Zusatz des Quecksilbers flüssig gewordene und durch das Schütteln fein vertheilte Blei wird dabei auf Kosten der Luft oxydirt und der Stickstoff bleibt rein zurück. Wird die Flasche dann unter Wasser und Quecksilber geöffnet,

so drängt sich dieses hinein und füllt den Raum des verzehrten Sauerstoffgases aus.

2) Wenn man eine kleine Spirituslampe anzündet, dieselbe in einem großen Gefäße auf Wasser schwimmen läßt und eine Glasglocke darüber stellt, so verzehrt der brennende Alkohol den Sauerstoff aus der in der Glocke eingeschlossenen Luft, und verlöscht, wenn nur noch Stickstoff vorhanden ist. Es wird aber dabei durch die Kohle des Alkohols zugleich etwas kohlensaures Gas gebildet und dadurch das Stickstoffgas verunreiniget. Doch kann es wieder weggeschafft werden, wenn man das Gas mit Kalkwasser durchschüttelt, oder unter das Wasser, womit das Stickstoffgas gesperrt wird, ein wenig ätzendes Ammoniak mischt, welches die Kohlensäure einsaugt. Das auf diese Weise erlangte Stickstoffgas ist indessen doch nicht ganz von Sauerstoff frei, weil der Alkohol verlöscht, ehe der letzte Theil des Sauerstoffgases der Luft den Docht erreichen und von diesem verzehrt werden kann.

3) Man läßt eine Theetasse auf Wasser schwimmen, legt ein Stückchen Phosphor darauf, zündet dieses an und deckt schnell eine Glasglocke darüber. Zu einer Glocke, die 50 Kubikzoll Luft in sich faßt, muß man 4 bis 5 Gran Phosphor anwenden. Der Phosphor verzehrt den Sauerstoff der Luft vollkommen, und bildet dabei einen dicken weißen Rauch von Phosphorsäure, der sich nachher absetzt und im Wasser auflöst. Das erhaltene Stickstoffgas ist ziemlich rein, enthält aber noch Dämpfe von Phosphor, wenn dieser in Ueberschuß angewendet worden ist.

4) Wenn man in einer Retorte Fleisch mit $\frac{1}{4}$ soviel Salpetersäure, von gewöhnlicher Stärke, (Scheidewasser) übergießt, und dann das Gemenge bis zu 20° oder 30° erhitzt; so entwickelt sich aus dem Fleische Stickstoffgas, welches man auf die, beim Wasserstoffgas beschriebene Weise, auffangen kann. Es ist jedoch von etwas oxydirtem Stickstoffgas verunreiniget, wovon man es indessen durch Schütteln mit einer Auflösung von grünem Eisenvitriol befreien kann. Erhitzt man das Fleisch über die an-

angegebenen Grade hinaus, so erhält man fast gar kein Stickstoffgas.

Eine andere Art, reines Stickstoffgas zu erhalten, wenn man nämlich oxydirtes Salzsäuregas durch ätzendes Ammoniak leitet, — soll weiter unten angegeben werden. Auch kann dieſs Gas in ziemlicher Menge und frei von allen fremdartigen Beimengungen gewonnen werden, wenn man salpetrichtsaures Ammoniak, in Wasser aufgelöst, bis zum Kochen erhitzt, wobei das Salz zerlegt und in Wasser und Stickstoffgas verwandelt wird.

Das Stickstoffgas ist schwer zu erkennen, weil es sich durch keine recht ausgezeichneten Merkmale von anderen Gasen unterscheiden läſst, sondern nur durch die ihm fehlenden Eigenschaften erkannt werden muſs. — Der Stickstoff ist an sich brennbar, unterscheidet sich aber von anderen brennbaren Körpern dadurch, daſs er von selbst sich nicht entzünden, noch brennen kann, weil er eine sehr schwache Verwandtschaft zum Sauerstoffe hat, vielmehr alle Oxydationsstufen des Stickstoffs durch verwickelte Operationen, und gewöhnlich stets bei niedrigen Temperaturen und bei der Zerstörung thierischer Stoffe gebildet werden. Ist aber der Stickstoff einmal in Stickstoffgas verwandelt, so ist es sehr schwer, ihn mit Sauerstoff zu verbinden.

Cavendish giebt an, daſs man aus einem Gemenge von Sauerstoffgas und Stickstoffgas Salpetersäure hervorbringen könne, wenn man atmosphärische Luft mit 4mal so vielem feuchten Sauerstoffgas vermische und einen elektrischen Schlag hindurch leite. Es verbrennt dann eine kleine Portion Stickstoff in dem Punkte, wo der Schlag durchgeht, und verwandelt sich in Salpetersäure, wobei ein Atom des Gases verschwindet. Wenn man den elektrischen Schlag einige 100 Male erneuert, so kann man auf diese Weise so viel Salpetersäure erzeugen, daſs sie wahrnehmbar wird, und z. B. die Lakmustinktur röthet, oder, von einer Kaliauflösung eingesogen, salpetersaures Kali (Salpeter) giebt.

Die Ursache, warum hierbei nicht die ganze Menge Stickstoffgas auf einmal, wie es beim Wasserstoffgas der

Fall ist, sondern nur derjenige Theil verbrennt, durch welchen der elektrische Funke durchgeht, liegt darin, daſs das Stickstoffgas, wie alle andere brennbare Körper, eine höhere Temperatur zum Verbrennen erfordert; da nun durch die Vereinigung des Stickstoffgases mit Sauerstoffgas die Temperatur wenig oder gar nicht erhöht wird, und nahe gelegene Theile des Gasgemenges also auch dadurch nicht erhitzt werden, so kann nur der Theil brennen, dessen Temperatur durch den Schlag des Funkens unmittelbar erhöht wird. Ganz dasselbe tritt ein, wenn man einen geringen Theil Wasserstoffgas mit atmosphärischer Luft mengt und den elektrischen Schlag durchleitet. Die ganze Masse kann sich da nicht entzünden, sondern nur derjenige Theil, durch welchen der Schlag durchgeht; denn die geringe Wärme, welche das verdünnte Wasserstoffgas vom Sauerstoffgase losreiſst, wird sogleich von dem nächsten Gasgemenge wieder eingesaugt, wodurch das darin enthaltene Wasserstoffgas nicht bis zum Brennen hinreichend erhitzt werden kann.

Mischt man dagegen 1 Gewichtstheil Stickstoffgas mit 2 Gewichtstheilen Wasserstoffgas, das heiſst, 1 Maaſs Stickstoff- mit 13 bis 14 Maaſsen Wasserstoffgas, und läſst dieses Gasgemenge in einer, zur Oxydation beider Gase hinlänglichen Menge Sauerstoffgas in kleinen Portionen verbrennen, so entzieht dabei der Wasserstoff dem Sauerstoffe soviel Wärmestoff, daſs selbst das Verbrennen des Stickstoffs dadurch unterhalten wird, und man ein Gemenge von Wasser- und Salpetersäure erhält. Der Versuch gelingt am besten, wenn man beide Gasarten aus einem und demselben Rohre herausgehen läſst und sie in einem ähnlichen Apparate verbrennt, wie ich ihn weiter oben beim Verbrennen des Wasserstoffgases zu Wasser beschrieben habe. In diesen Fällen wirkt indessen ein bis jetzt noch nicht beachteter Umstand mit ein, daſs nämlich Salpetersäure nur dann erzeugt wird, wenn Wasser oder ein anderer oxydirter Körper vorhanden ist, mit welchem sie sich verbinden kann, so daſs es nicht

bloſs Erhöhung der Temperatur, sondern auch die Anwesenheit des Wassers ist, die ihre Bildung befördert.

In dem Umstande, daſs durch die Vereinigung des Sauerstoffes mit dem Stickstoffe die Temperatur nicht besonders erhöhet wird, hat man die Ursache zu finden geglaubt, warum Körper, welche auf Kosten der Salpetersäure oder salpetersaurer Salze verbrennen, eine fast eben so hohe Temperatur entwickeln, als wenn sie im reinen Sauerstoffgase brennten.

Der Stickstoff kann mehrere Mengen Sauerstoff aufnehmen; er besitzt 4 Oxydationsstufen: ein Oxydul, ein Oxyd, eine unvollkommene und eine vollkommene Säure. Die ersteren beiden sind gasförmig, und es soll von ihnen, wie von den Säuren, weiter unten gesprochen werden.

Der Stickstoff ist leichter, als die atmosphärische Luft; sein eigenthümliches Gewicht ist nach meiner und Dulongs Wägung = 0,976. Seine Strahlenbrechung verhält sich zu der von der Luft = 1,03408 : 1,000, und seine absolute Strahlenbrechung beträgt 0,000590436 nach Biot. Seine specifische Wärme kommt der specifischen Wärme der Luft so nahe, daſs sie zu 1,000 angenommen wird; mit einem gleichen Gewichte von Luft verglichen, verhält sie sich aber wie 1,0318 : 1,0000, und mit einem gleichen Gewicht Wasser verglichen, ist sie = 0,2754.

Der Stickstoff kann das Verbrennen und Athmen nicht unterhalten, und eine atmosphärische Luft, die ihres Sauerstoffs beraubt ist, verlöscht brennbare Körper und erstickt lebende Thiere. Daher hat auch dieses Gas seinen Namen erhalten. Indessen ist es nicht positiv tödlich; ein Thier kann darin, wie im reinen Wasserstoffgase, eine Weile leben und stirbt nicht an der Schädlichkeit des Stickstoffs, sondern am Mangel des Sauerstoffs. Man glaubte einige Zeit, das Stickgas werde durch das Athmen vom Blute eingesogen. Spätere genauere Versuche scheinen dieſs aber zu widerlegen. Allen und Pepys fanden bei den schon angeführten Versuchen, die sie mit dem Athmen der Meerschweinchen in einer Atmosphäre

von Wasser- und Sauerstoffgas anstellten, daſs Stickgas aus dem Blute verdünstete, was gleichwohl beim Einathmen der gewöhnlichen atmosphärischen Luft nicht der Fall ist.

Das Stickstoffgas wird, wie Sauer- und Wasserstoffgas, nur in geringer Menge vom Wasser eingesogen.

Es ist schon längst die Frage aufgeworfen, ob der Stickstoff ein einfacher Körper sei, oder nicht; auch ist sie bis jetzt noch nicht hinlänglich entschieden. Göttling fand, daſs Phosphor in einem vollkommen reinen Stickstoffgase leuchtete, und da dieses Leuchten von einem langsamen Verbrennen des Phosphors herrührt, so glaubte er, daſs das Stickstoffgas aus Licht und Sauerstoff bestehe. Man wiederholte seine Versuche und glaubte jedesmal zu finden, daſs Stickstoffgas, in welchem der Phosphor leuchtete, mit Sauerstoffgas und Wasser verunreiniget sei, auf deren Kosten er verbrenne und leuchte. Seitdem hat man die Erfahrung gemacht, daſs sowohl der Phosphor als der Schwefel beim Verdunsten ein schwaches Licht verbreiten, und Böckmann hat gezeigt, daſs Phosphor wirklich in reinem Stickstoffgas leuchte, daſs dieſs aber aufhöre, sobald das Gas mit Phosphordämpfen angefüllt sei; eben so wird durch eine sehr geringe Beimischung eines fremden Stoffes, z. B. von oxydirtem Stickstoffgase, geschwefeltem Wasserstoffgase, u. d. m. diese Erscheinung verhindert. Böckmann schloſs das Stickstoffgas in feuchte Pferdedärme ein, und lieſs es durch eine Glasröhre, worin Phosphor lag, hin und her streichen, wobei er fand, daſs das Gas allmählig verschwand, und der Phosphor in Säure verwandelt wurde. Man hat jedoch neuerlich angenommen, daſs äuſsere Luft in das Wasser eindringe, womit die Därme angefeuchtet sind, und daſs eben so, wie das Stickstoffgas von innen nach auſsen durch das Wasser hindurchdringe, auch Sauerstoff aus der Luft von auſsen nach innen eindringe, auf dieselbe Weise, wie dieſs, wo von der Absorption der Gasarten durch Wasser die Rede sein wird, näher entwickelt werden soll.

Dessen ungeachtet haben spätere Versuche über die chemischen Proportionen, verglichen mit der Reduction des Ammoniaks zu einem metallartigen Körper (wovon weiter unten), zu der Vermuthung Anlaſs gegeben, daſs der Stickstoff ein zusammengesetzter Körper sei, und aus einem eigenthümlichen brennbaren Radikale, für welches ich die Benennung: Nitricum, vorschlage, bestehe. Das Stickstoffgas würde dann die erste Oxydationsstufe, ein Suboxyd von Nitricum, sein und zur Hälfte seines Volumens aus Sauerstoff, zur andern Hälfte aus Nitricum, oder, dem Gewichte nach, in 100 Theilen aus 56,414 Theilen Sauerstoff und 43,536 Nitricum, bestehen. Wir werden aber bei der Beschreibung des Ammoniums im 2ten Theil sehen, wie man die hier angedeuteten Versuche, ohne den Stickstoff als zusammengesetzt anzunehmen, erklären kann.

3. Schwefel.

Der Schwefel kommt sehr häufig in der Natur vor; theils rein, in fester Form, und in länglichen 4seitigen Pyramiden und in anderen, aus diesen entspringenden Gestalten krystallisirt; theils verbunden mit Metallen und Erdarten, theils mit Sauerstoff, und theils mit anderen einfachen Körpern als Bestandtheil der Pflanzen und Thiere, in welchen er sich jedoch nur in sehr geringer Menge findet.

Man erhält den Schwefel gereiniget, theils von der Natur, bei feuerspeienden Bergen, theils durch die Kunst auf die Weise, daſs man ihn aus seiner Vereinigung mit Metallen, besonders mit Eisen ausscheidet. Das geschwefelte Eisen kommt ziemlich häufig in der Natur vor und wird Schwefelkies genannt. Man erhält den Schwefel daraus durch Destillation in groſsen, länglichen, cylindrischen Gefäſsen, die theils aus Eisen, wie auf dem Schwefelwerke zu Dylta in Schweden, theils aus Töpfergut, wie an mehreren Orten Deutschlands, verfertiget sind. Diese werden in einem besonders dazu errichteten Ofen in horizontaler

Stellung eingemauert und an der Oeffnung derselben werden kleine eiserne Kolben eingekittet. Wenn der Schwefelkies in diesen Destillations-Gefäſsen bis zu einem gewissen Grade erhitzt ist, verflüchtiget sich ein groſser Theil seines Schwefels und sammelt sich in den kleinen Eisenkolben, welche kühl erhalten werden. Nebenbei siekert ein Theil Schwefel durch die Masse des Kolbens durch. Dieser heiſst Tropfschwefel und ist ganz rein. Der im Kolben selbst angelegte Schwefel wird nachher herausgenommen, umgeschmolzen, und in besonderen Holzformen zu Stangen ausgegossen. Dieſs ist der im Handel vorkommende Stangenschwefel.

Zu Fahlun und bei Oester Silfberg in Dalekarlien wird der Schwefel auf eine weit ökonomischere Weise bereitet, welche, da sie nunmehr bekannt worden ist, die zu Dylta gebräuchliche, unnöthigerweise Holz verwüstende Methode wohl verdrängen wird. Man setzt nämlich den Schwefelkies in eigene Oefen ein, welche lange, liegende Schornsteine haben, die zunächst am Ofen von Ziegeln gemauert, übrigens aber aus Holz gebaut sind. Die Schwefelkiese werden im Ofen angezündet und brennen dann von selbst fort. Durch die dabei erzeugte Hitze wird der Schwefel ausgetrieben und folgt dem aufsteigenden Rauche, setzt sich aber in den Holzschlotten, durch welche er ziehet, ab. Im Schwefelkiese ist das Eisen mit zwei Theilen Schwefel vereiniget, wovon der eine Theil durch Erhitzung ausgetrieben werden kann. Wenn man nun den Schwefelkies unten anzündet, so wird der Schwefel in die nächste obere Lage getrieben, dann, wenn die Hitze höher steigt, auch diese Lage entzündet und ihr Ueberschuſs an Schwefel ausgetrieben und wieder in die darüber liegende Schicht gejagt. Der dadurch erhaltene Schwefel ist in Mehlgestalt und wird in besonderen eisernen Destillations-Apparaten geläutert.

In manchen Gegenden von Sicilien und Italien findet sich der natürliche oder gediegene Schwefel in solcher Menge, daſs er durch Bergbau gewonnen und als Handelswaare verführt wird, und zwar theils ohne weitere

Reinigung, theils nach vorgängiger Destillation, welche in irdenen Krügen geschieht, von deren oberem Theile ein gekrümmtes Rohr ausgeht, welches den verflüchtigten Schwefel in eine, stets kühl gehaltene Vorlage führt.

Der Schwefel hat eine schöne hellgelbe Farbe und der krystallisirte gediegene ist zugleich halb durchsichtig. Der Stangenschwefel ist zuweilen hellgrau und äufserst unrein. Das specifische Gewicht des reineren Schwefels ist 1,98; der unreinere aber ist bis 2,35 schwer. Er ist hart, giebt einen eigenen Geruch beim Reiben, und einen schwachen Geschmack, wenn man ihn lange auf der Zunge behält. Durch Reiben wird er elektrisch und springt bei schneller Erwärmung von einander. Daher knistert ein Stück Schwefel, wenn man es in die warme Hand nimmt. Der Schwefel schmilzt bei + 100° oder bei der Wärme des siedenden Wassers; bei + 104½ Grad ist er völlig flüssig und durchscheinend, nimmt aber beim Abkühlen seine gelbe Farbe wieder an. Läfst man ihn langsam erkalten, und giefst, wenn der Umkreis schon erstarrt ist, das noch Flüssige in der Mitte aus, so erhält man eine krystallinische Rinde, aus welcher lange, nadelförmige Krystalle hervorstehen. Erhitzt man den Schwefel noch höher, so wird er allmählig braun, zähe, und verliert bei + 165° seinen flüssigen Zustand ganz; beim Erkalten aber verschwindet die braune Farbe und der Schwefel wird wieder dünnflüssig. Schmilzt man den Schwefel lange, oder setzt man ihn schnell einer sehr erhöhten Temperatur aus, und giefst ihn dann in Wasser aus; so erhält man eine teigige braune Masse, die erst nach einiger Zeit ihre Festigkeit und Farbe wieder erlangt. Man kann dieselbe formen und zu Münzabdrücken gebrauchen, welche in der Luft allmählig erhärten; sein spezifisches Gewicht soll sich dann bis zu 2,32 erhöhen.

Erhitzt man den Schwefel in verdeckten Gefäfsen bis zu 143°, so wird er in ein pomeranzenfarbiges Gas verwandelt, welches sich an kalten Körpern wieder in fester Gestalt, als ein gelbes Mehl, absetzt, welches man Schwefelblumen nennt. Wenn man den Schwefel bis zu

+ 316° erhitzt, so geräth er völlig ins Kochen. Auf diese Weise wird er in England und Holland, durch Destilliren in eigends dazu eingerichteten Gefäſsen, fabrikmäſsig gereiniget. Damit sich der Schwefel in Mehlgestalt absetze, muſs das Destillirgefäſs einen weiten Hals haben, so daſs der gröſsere Theil des Schwefels sich in der Luft verdichten kann, wo er sich dann als Pulver niederschlägt und an den Wänden herabfällt. Versucht man hingegen den Schwefel in einer Retorte zu destilliren, so geht er in flüssiger Gestalt über und erstarrt in der Vorlage zu einer harten gelblichen Masse. Die Schwefelblumen, die man dabei erhält, sind reiner Schwefel, der indessen mechanisch mit etwas Schwefelsäure verunreiniget ist, welche sich beim Verbrennen des Schwefels, auf Kosten der in den Destillations-Gefäſsen befindlichen Luft erzeugt hat. Daher reagiren alle Schwefelblumen auf Lakmuspapier als Säure, und bisweilen sind sie so sauer, daſs sie feucht werden und in der Luft zusammenbacken. Will man daher vollkommen reinen Schwefel haben, so muſs man sie vorher mit warmen Wasser waschen und trocknen. Dieſs ist z. B. nothwendig, wenn man die Schwefelblumen zu mancherlei elektrischen Versuchen anwenden will.

An mehreren Orten Deutschlands erhält man Schwefel beim Rösten arsenikhaltiger Erze. Dieser Schwefel ist von Arsenik verunreiniget, und wenn man ihn zur Bereitung von Schwefelblumen anwendet, so werden diese giftig. Man braucht zwar deſshalb nicht in Besorgniſs zu sein, weil dergleichen Schwefel nicht mehr gebraucht wird. Indessen kann man den Arsenikgehalt leicht entdecken, wenn man die Schwefelblumen mit Salzsäure anrührt, die erhaltene Auflösung bis sie trocken ist, abdunstet, und darauf in ein wenig destillirtem Branntwein auflöst. Diese Auflösung enthält nun eine Verbindung von Arsenik mit Salzsäure, und wenn man ein kleines Stückchen reines Zink hineingelegt, so scheidet dieses den Arsenik aus, und überzieht sich mit kleinen dünnen dunkelfarbigen Metallschuppen, welche auf glühende Kohlen gelegt,

sich mit dem knoblauchartigen Geruche des Arseniks verflüchtigen.

Der Schwefel kann sich in verschiedenen Proportionen mit Sauerstoff verbinden. Er nimmt ein beinahe völlig gleiches Gewichtstheil Sauerstoff auf, um sich in schweflichtsaures Gas, oder in das stinkende, saure Gas zu verwandeln, welches sich bildet, wenn Schwefel mit blauer Flamme in der Luft brennt. Mit $1\frac{1}{2}$ mal soviel Sauerstoff bildet er die Schwefelsäure. Inzwischen hat der Schwefel noch zwei andere Oxydationsstufen, die ich bei Beschreibung der Säuren des Schwefels ausführlicher erwähnen werde.

Man sieht die braunrothe Masse, die man bei langem Schmelzen des Schwefels in einem tiefen Gefäſse erhält, für ein Schwefeloxyd an. Allein dieſs ist nicht so recht glaublich, weil diese Masse nachher von selbst die Eigenschaften des Schwefels wieder annimmt, wenn auch oft mehrere Monate hingehn, ehe sie die gelbe Farbe wieder erhält.

Streicht man Schwefel im Dunkeln auf einen warmen Ziegelstein oder einen andern erwärmten Körper, der aber nicht so heiſs ist, daſs er den Schwefel entzünden kann; so bricht eine blaue, hohe, aber äuſserst schwache Flamme hervor, die einen eigenen Geruch verbreitet. Diese Flamme entsteht indessen, so viel man jetzt weiſs, durch kein Verbrennen, sondern begleitet bloſs die Verdunstung des Schwefels; denn wenn man einen kalten Körper in das obere Ende der Flamme hält, so setzen sich Schwefelblumen daran ab.

In fetten Oelen, in Alkohol und Naphta kann der Schwefel durch Kochen aufgelöst werden.

Schwefel-Wasserstoff.

Der Schwefel, wie er gewöhnlich vorkommt, ist nicht rein. Er enthält Feuchtigkeit und auſserdem ein wenig Wasserstoff, wovon er seinen eigenen Geruch beim Stoſsen und Reiben hat. Dieser Wasserstoff kann durchs

Schmelzen nicht ausgetrieben werden, und macht nur etwa 0,4 pC. vom Gewichte des Schwefels aus. Davy nahm früher zufolge seiner Versuche über das Verhalten des Schwefels in der elektrischen Säule, an, daſs der Schwefel ein aus Sauerstoff, Wasserstoff und einem eigenen Radikal zusammengesetzter Körper sei, zu welchem der Schwefel sich verhalte, wie Harz zur Kohle, scheint jedoch diese Ideen jetzt selbst wieder aufgegeben zu haben.

Der Schwefel vereiniget sich nicht unmittelbar mit dem Wasserstoffe; man kann Schwefel im Wasserstoffgase schmelzen, ohne daſs sie sich mit einander verbinden, und ohne daſs etwas anders als eine Spur von Schwefel-Wasserstoff dabei hervorgebracht wird. Der Wasserstoff und im Allgemeinen alle Körper, die sich mit dem Schwefel eben sowohl, als mit dem Sauerstoffe verbinden können, beobachten in Hinsicht der Mengen, die sie davon aufnehmen, ein gleichförmiges Verhältniſs, indem sie sich gewöhnlich, dem Gewichte nach, mit doppelt so viel Schwefel, als Sauerstoff, verbinden; oder es verhält sich, in bestimmten Zahlen ausgedrückt, die Menge des Schwefels zu der des Sauerstoffs, wie 201,16 zu 100.

Wenn daher ein im Minimum geschwefeltes Metall, am liebsten geschwefeltes Eisen, in verdünnter Schwefelsäure aufgelöst, und das Metall dabei auf Kosten des Wassers oxydirt wird; so läſst dasselbe gerade nur diejenige Menge Schwefel fahren, welche zur Sättigung des frei gewordenen Wasserstoffs erforderlich ist, so daſs kein Schwefel im Ueberschusse abgesetzt wird. Man bedient sich dazu des auf Taf. II. Fig. 8. abgebildeten Apparats und erhält dabei das geschwefelte Wasserstoffgas in Gestalt einer beständigen Gasart, die man Schwefel-Wasserstoffgas nennt, und von den älteren Chemikern hepatische Luft genannt wurde.

Dieses Gas löst sich leicht und in groſser Menge im kalten Wasser auf, wird auch zum Theil von Quecksilber zerlegt, und man muſs daher beim Auffangen desselben die Flasche mit warmen Wasser füllen, oder noch lieber das Gas in einer gesättigten Auflösung von Koch-

salz auffangen, welche, nach Saussure's Versuchen von den im Wasser löslichen Gasen eine weit geringere Menge auflöst, als das reine Wasser.

Man kann diese Gasart auch erhalten, wenn man gleiche Theile Potasche (unvollkommen kohlensaures Kali) und Schwefel in einem bedeckten Tiegel zusammenschmilzt, die geschmolzene Masse gröblich zerstöſst und in verdünnter Schwefelsäure auflöst, wobei das Gas mit Aufbrausen entweicht. Das geschwefelte Wasserstoffgas entsteht hier durch die Einwirkung der Säure auf das geschwefelte Kalium, welches sich auf Kosten des Wassers oxydirt, um sich mit der Säure zu verbinden, während der Wasserstoff sich mit einem Theil des Schwefels zu Schwefel-Wasserstoffgas verbindet.

Das geschwefelte Wasserstoffgas besitzt einen eigenen, starken und unangenehmen Geruch, dem von faulen Eiern ähnlich, und einige wenige Kubikzolle desselben geben der Luft eines Zimmers für einen ganzen Tag einen unangenehmen Geruch. — Es ist schwerer als Wasserstoffgas, läſst sich entzünden, und brennt mit einer starken blauen Flamme und dem Geruche nach schweflichter Säure. Mit atmosphärischer Luft oder mit Sauerstoffgas vermischt, verbrennt es mit einem Knalle, wie das Wasserstoffgas. — Wenn man in eine mit geschwefeltem Wasserstoffgase gefüllte Flasche einige Tropfen rauchende Salpetersäure gieſst, so wird das Gas zerstört; der Wasserstoff oxydirt sich auf Kosten der Salpetersäure und bildet Wasser, der Schwefel aber fällt in fester Gestalt nieder, und es wird Wärme dabei entwickelt. Verschlieſst man die Oeffnung der Flasche schnell mit dem Finger, so daſs das erwärmte Gas sich nicht ausdehnen kann, so wird noch mehr Wärme frei; das Gemenge wird so erhitzt, daſs es sich entzündet, mit einer schönen Flamme und einer kleinen Verpuffung verbrennt, und dabei den Finger von der Oeffnung wegstöſst. Mit einer Flasche von 3 bis 5 Kubikzoll Inhalt kann dieser Versuch ohne die geringste Gefahr angestellt werden. —

Mit Sauerstoffgas vermischt bleibt das geschwefelte

Wasserstoffgas bei der gewöhnlichen Temperatur der Luft unverändert.

In einem Maaſse oder Volumen Wasser lösen sich gegen $2\frac{1}{2}$ Maaſse geschw. Wasserstoffgas auf; das Wasser nimmt den Geruch und Geschmack desselben an und wird dadurch das, was man im Allgemeinen hepatisch nennt. Enthält das Wasser atmosphärische Luft, so wird ein Theil des Gases zerlegt, indem der Wasserstoff durch Oxydation zu Wasser, der Schwefel aber ausgeschieden wird, wobei das Wasser ein milchiges Ansehn bekommt. Sobald sich der Schwefel abgesetzt hat, erleidet er in verschlossenen Gefäſsen keine Veränderung weiter. In der Luft hingegen verliert das Wasser seinen Gasgehalt sehr bald, und ohne sich zu trüben. Salpetersäure, oxydirte Salzsäure und schweflichte Säure schlagen den Schwefel augenblicklich nieder. Wenn Schwefel-Wasserstoffgas mit geschmolzenem Zinne in Berührung kommt, so verliert es seinen Schwefel, welchen das Zinn aufnimmt, und der Wasserstoff wird in Freiheit gesetzt, und nimmt einen eben so groſsen Raum ein, als vorher der Schwefel-Wasserstoff einnahm.

Das geschwefelte Wasserstoffgas schwärzt die meisten Metalle, so daſs, wenn bei den Versuchen damit etwas Gas entweicht, Silberzeug, Messingknöpfe u. d. m. davon angegriffen werden. — Thiere, welche man darin einsperrt, sterben augenblicklich und können nicht wieder ins Leben gebracht werden. Menschen, welche es zufällig in einiger Menge einathmen, bekommen Lungenentzündungen und können oft nur mit Schwierigkeit gerettet werden. Beim Einathmen kleiner Portionen habe ich niemals üble Wirkungen auf die Gesundheit verspürt. — Brennende Körper werden davon verlöscht. Läſst man das Gas aus dem Entwickelungsrohre auf die Zungenspitze ausströmen, so empfindet man auſser dem, seinem eigenthümlichen Geruche ähnlichen Geschmacke, zugleich einen säuerlichen und zusammenziehenden, und wenn man feuchtes Lackmuspapier vor die Oeffnung des Rohrs hält, so röthet sich dasselbe beim Zutritt

des Gases. Dieses hat sonach alle Eigenschaften einer Säure.

Das Schwefel-Wasserstoffgas besteht aus 5,824 Theilen Wasserstoff und 94,176 Schwefel. Das specifische Gewicht, nach der Zusammensetzung desselben berechnet, beträgt 1,181. Gay-Lussac giebt es zu 1,1912, und Thomson zu 1,180 an.

Der Schwefel kann sich auch noch in einem andern Verhältnisse mit dem Wasserstoffe verbinden, und giebt dabei den geschwefelten Wasserstoff in tropfbarer flüssiger Gestalt. Dieser wird erhalten, wenn man eine concentrirte Auflösung von geschwefeltem Kalium, welches aus kohlensaurem Kali durch Schmelzen mit Ueberschuſs an Schwefel bereitet worden ist, in verdünnte Salzsäure in kleinen Portionen eintröpfelt. Die Radicale der Alkalien verbinden sich, in der sogenannten Hepar, mit einer nach Verhältniſs weit gröſseren Menge Schwefel, als das Eisen im Schwefeleisen, daher, wenn diese Verbindungen durch Säuren zerlegt werden, sich mehr Schwefel ausscheidet, als erforderlich ist, um mit dem, bei der Oxydation des Metalls frei gewordenen, Wasserstoffe Schwefel-Wasserstoffgas darzustellen.

Wenn man eine Säure tropfenweise in die hepatische Auflösung hineinthut, so schlägt sich Schwefel nieder, indem Schwefel-Wasserstoff in Gasform entweicht. Wenn man aber umgekehrt, nach der obigen Vorschrift, die hepatische Auflösung in die Säure gieſst, so tritt der meiste Schwefel mit dem Wasserstoff in Verbindung, und es wird der tropfbar-flüssige Schwefel-Wasserstoff erzeugt. Wenn diese Operation gelingen soll, so müssen die Flüssigkeiten weder zu concentrirt, noch zu verdünnt sein und im lauwarmen Zustande unter stetem Umschütteln vermischt werden. Es bildet sich dabei ein gelblicher, öhlähnlicher Körper, der zu Boden sinkt, und der, wenn nicht allzuviel Schwefel-Wasserstoff in Gasform entweicht, durchsichtig ist. Warum sich dieser Körper nur in einer sauren Flüssigkeit bildet, und in einer alkalischen augenblicklich zerstört wird, können wir jetzt nicht genügend

erklären; das nämliche ist aber auch, wie wir weiter unten sehen werden, mit dem Superoxyde des Wasserstoffs der Fall, indem die Säuren seine Existenz begünstigen, und die Alkalien die Trennung seiner Bestandtheile befördern.

Der tropfbarflüssige Schwefel-Wasserstoff zersetzt sich nach und nach in Schwefel und in Schwefel-Wasserstoffgas, auch in gut verstopften Flaschen, welche davon leicht zersprengt werden können. Sammelt man ihn auf Löschpapier, so verfliegt erst etwas Schwefel-Wasserstoffgas, dann aber bleibt eine gelbliche, den Fingern wie Terpenthin anklebende, halbdurchsichtige Masse zurück, die einen eigenen, dem des Schwefel-Wasserstoffgases unähnlichen, widerlichen Geruch hat, und welche erst nach einigen Tagen völlig erstarrt.

Wenn man den tropfbarflüssigen Schwefel-Wasserstoff noch in der sauren Flüssigkeit erhitzt, so kann diese ziemlich lange gekocht werden, ehe er ganz in Schwefel-Wasserstoffgas und Schwefel zerlegt wird. Die Dämpfe der kochenden Flüssigkeit, nachdem sie nicht mehr so stark nach Schwefel-Wasserstoff riechen, haben den eigenthümlichen Geruch der ölähnlichen Verbindung, greifen die Nase und die Augen, beinahe wie Cyangas, an, und setzen auf kalte Körper eine trübe, milchähnliche Flüssigkeit ab.

Die Zusammensetzung dieses Körpers ist noch nicht ausgemittelt. Wenn der Wasserstoff darin mit einer der höchsten Schwefelungsstufe des Kaliums entsprechenden Menge Schwefel verbunden sein sollte, so wäre er darin mit 5 mal so viel Schwefel, wie im Schwefel-Wasserstoffgase, vereinigt. Da aber, bei der Bildung dieser Verbindung, immer etwas Schwefel-Wasserstoffgas entbunden wird, so wäre es wohl möglich, daſs er mehr Schwefel enthielte.

In fester Gestalt erhält man eine Verbindung von Schwefel mit einem noch geringeren Antheile von geschwefeltem Wasserstoffe, wenn man geschwefeltes Kalium mit irgend einer Säure fällt, die in kleinen Portionen zuge-

setzt wird. Dabei entweicht das Schwefel-Wasserstoffgas mit Brausen, und es schlägt sich ein milchweißes Pulver nieder. Dieses Pulver besteht aus Schwefel und einem sehr geringen Antheile von geschwefeltem Wasserstoffe, der durch Erwärmung leicht ausgetrieben werden kann. Man nennt es in Apotheken präcipitirten Schwefel.

Man glaubte eine Zeitlang, daß das hepatische Wasser von Aachen geschwefelten Stickstoff enthalte; es ist aber jetzt ausgemacht, daß dieß nicht der Fall ist, und daß der Schwefel sich nicht mit dem Stickstoffe vereinigen kann.

4. Phosphor.

Den Namen Phosphor, Lichtträger, hat dieser Körper von seiner Eigenschaft, im Finstern zu leuchten, erhalten. Er kommt in der Natur niemals rein vor, sondern muß künstlich bereitet werden. Der Phosphor macht einen Bestandtheil verschiedener Mineralien, der meisten Pflanzen und aller Thiere aus, bei welchen letzteren er sich besonders häufig in den Knochen vorfindet.

Seine Bereitung geschieht in England meist fabrikmäßig. Sie erfordert einen hohen und anhaltenden Wärmegrad, und es ist daher schwierig, taugliche Gefäße dazu zu erlangen. Im Kleinen macht man den Phosphor aus Phosphorsäure, deren Bereitung ich weiter unten beschreiben werde. Drei Theile geschmolzene und wieder erstarrte Phosphorsäure werden in einem erhitzten Glas- oder Porphyrmörser schnell gepulvert, und mit einem Theile fein zerstoßener Holzkohle gemengt. Man bringt hierauf das Gemenge so schnell, als möglich, in eine äußerlich mit Thon und Sand beschlagene gläserne, oder noch lieber in eine Porzellan-Retorte. Der Hals derselben wird in einen kleinen Glaskolben geführt, der so weit mit Wasser gefüllt ist, daß die Oeffnung des Halses davon bedeckt wird. Die Retorte wird dann in einen guten Zugofen oder in einen Windofen eingelegt und vorsichtig bis zum vollen Weißglühen erhitzt. Hier-

bei verbindet sich die Kohle mit dem Sauerstoffe der Phosphorsäure zu Kohlensäure, die in Gasgestalt entweicht, der Phosphor aber wird frei und destillirt in Tropfen über, welche im Wasser niederfallen und erstarren. Gegen den Schlufs der Arbeit geht zugleich eine brennbare Gasart mit über, die einen unangenehmen Geruch hat, vielen Phosphor enthält, und weiter unten beschrieben werden wird.

Man kann auch Phosphor erhalten, wenn man frischen Urin mit salpetersaurem Blei, oder salpetersaurem Quecksilber fällt, dann den Niederschlag, der aus einer Verbindung der Phosphorsäure mit dem angewandten Metalle besteht, mit $\frac{1}{4}$ Kohlenpulver mengt und auf die vorhergehende Weise übertreibt. Das phosphorsaure Blei erfordert indessen eine so hohe Temperatur, dafs der Versuch in Glasgefäfsen niemals glückt. Es ist daher besser, bei kleinen Versuchen den Niederschlag mit Quecksilber zu machen, weil dieses leichter reduzirt wird.

Wenn der Phosphor während der Destillation nicht im Wasser aufgefangen und abgekühlt wird, so entzündet er sich in der Vorlage und verbrennt, wobei das Gefäfs von der Hitze leicht zersprengt wird. Mit den geringsten Kosten erhält man den Phosphor aus verglastem saueren phosphorsauren Kalk, welcher fein gepulvert, mit Kohlenpulver gemengt, und dann in einer passenden Vorrichtung destillirt wird.

Im Grofsen wird er stets aus diesem Salze bereitet, und zwar auf die Weise, dafs man eine syrupsdicke Auflösung desselben so lange mit Kohlenpulver mengt, bis sie zu einer halbtrockenen Masse geworden ist, die man dann gut durcheinander arbeitet und in einem eisernen Topfe, unter stetem Umrühren, trocknet. Man sieht die Masse nicht eher als getrocknet an, als bis sie dunkel geglüht hat, wo man sie dann abkühlt, und so schnell als möglich in eine steinerne Retorte bringt, die vorher mit feuerfestem Thone beschlagen worden ist. Statt einer Vorlage kittet man ein Kupferrohr an, welches weit genug ist, um den Hals der Retorte umfassen zu kön-

können, und dieses Rohr wird einige Zoll vom Retortenhalse so umgebogen, dafs ein Theil davon gerade niederwärts geht. Dieser niedersteigende Schenkel des Rohres wird in eine Flasche mit weiter Oeffnung geführt, welche man soweit mit Wasser gefüllt hat, dafs dasselbe ein, oder ein Paar Linien höher als die Oeffnung des Rohres steht, welche daher unter dem Wasserspiegel sich befindet. Die Flasche wird um das Rohr herum mit einer Korkscheibe verschlossen, durch welche nebenbei eine dünne Glasröhre hineingesteckt wird, um den bei der Destillation sich entwickelnden Gasarten einen Ausweg zu verschaffen. Die Retorte wird in einen Ofen eingesetzt, der mit einer Haube versehen ist, die über und um die Retortenkugel gestellt werden kann, so dafs diese auf allen Seiten erhitzt wird. Das Anfeuern geschieht anfangs äufserst langsam, so dafs die Retorte etwa in 4 Stunden erst zum Glühen kommt; dann giebt man aber so lange volles Feuer, als man noch etwas Phosphor durch das Kupferrohr in das Wasser herabfallen sieht, was nach der Gröfse der Retorte, 15, 24 bis 30 Stunden fortdauern kann. Eine Retorte, die zwei Quart fafst, und mit jenem kohlenhaltigen Gemenge ziemlich angefüllt ist, kann ungefähr ein Pfund Phosphor geben.

Den erhaltenen Phosphor formt man auf folgende Weise in Stangen. Man zerschneidet ihn nämlich und legt ihn in eine Barometerröhre, oder noch lieber in eine etwas kegelförmige Röhre, verschliefst die engere Oeffnung derselben gut mit einem Korke, giefst dann oben auf den Phosphor Wasser, und stellt die Röhre in ein Gefäfs mit kochend heifsem Wasser. Der Phosphor schmilzt dabei und bildet eine Stange, die nach dem Abkühlen herausgenommen wird. Die Unreinigkeiten, die er etwa enthält, und die gröfstentheils aus gekohltem Phosphor bestehen, fliefsen beim Schmelzen heraus und können dann abgesondert werden. Sonst pflegte man ihn theils noch einmal zu destilliren, theils unter warmen Wasser durch sämisch gegerbtes Ziegenleder zu pressen. Ist der Phosphor sehr roth, so mufs man ihn erst in etwas er-

wärmten ätzenden Ammoniak, und dann in warmen Weingeist schmelzen, wodurch er seine lichte und klare Farbe erhält.

Der Phosphor wurde im Jahre 1669 zu Hamburg von einem bankerutten Kaufmann, Namens Brand, entdeckt, der dessen Bereitung lange geheim hielt. Da er indessen nicht verheimlichen konnte, daſs er ihn aus Urin verfertigte, so versuchte auch Kunkel, ein damaliger Chemiker, ihn hervorzubringen. Dieſs glückte ihm auch, und die Bereitung des Phosphors wurde nach und nach immer bekannter, bis Markgraff und zuletzt Scheele, eine vortheilhaftere Bereitung desselben aus einem richtigeren chemischen Gesichtspunkte lehrten.

Der Phosphor ist durchscheinend, von gelblicher Farbe, in der Kälte spröde, bei der mittlern Temperatur der Atmosphäre aber biegsam wie Wachs. Er nimmt selten eine regelmäſsige Krystallform an, kann aber zum Krystallisiren gebracht werden, wenn man in einem verdeckten Gefäſse, in kochendheiſser Naphta soviel Phosphor auflöst, als darin löslich ist, und dann die Auflösung langsam abkühlen läſst, wodurch derjenige Theil des Phosphors, welchen die kochendheiſse Naphta mehr, als kalte, aufgelöst behalten kann, sich in Krystallen absetzt.

Sein specifisches Gewicht beträgt 1,77. In freier Luft stöſst er weiſse Dämpfe aus, die einen eigenthümlichen, fast knoblauchartigen Geruch haben und im Dunkeln leuchten. Sie rühren von einer Art langsamer Verbrennung her, weshalb der Phosphor stets unter Wasser in verschlossenen Gefäſsen aufbewahrt werden muſs, um den Zutritt der Luft zu ihm abzuhalten. — In verschlossenen Gefäſsen schmilzt der Phosphor bei + 35° und wird farbenlos, fängt bei + 103° an, sich in einem leichten Rauche zu verflüchtigen, kommt endlich bei + 290° ins Kochen und destillirt aus einem Gefäſse in das andere über.

Das Licht bringt eine eigene Veränderung im Phosphor hervor, deren innere Natur unbekannt ist und wo-

bei, soviel man bis jetzt in Erfahrung gebracht, sein Gewicht nicht verändert wird. Der Phosphor wird nämlich durch das Licht geröthet, und dieſs geschieht nicht nur im luftleeren Raume, und selbst in der Leere des Barometers, sondern auch im Stickstoffgas, Wasserstoffgas, gekohltem Wasserstoffgas, unter Wasser, Spiritus, Oel, und anderen Flüssigkeiten; und wenn man den Phosphor, in Aether, Oel oder Wasserstoffgas aufgelöst, dem Sonnenlichte aussetzt, so wird er sogleich als rother Phosphor daraus ausgeschieden. Sehr leicht ist er dieser Veränderung im violetten Lichte, oder in Gefäſsen von violettem Glase unterworfen. Das Sonnenlicht schmilzt den Phosphor leicht im Stickstoffgase, nicht aber im Wasserstoffgase, und im leeren Raume des Barometers sublimirt er sich in Gestalt glänzender rother Schuppen.

Mit Sauerstoff verbindet sich der Phosphor in verschiedenen Verhältnissen. Wir kennen von ihm zwei Oxyde und nicht weniger als drei Säuren. Der oxydirte Phosphor ist entweder weiſs oder roth. Der weiſse ist Phosphor-Oxydul und entsteht auf der Oberfläche des Phosphors, wenn er unter Wasser verwahrt wird, besonders wenn er auf einer Stelle steht, wo ihn das Sonnenlicht treffen kann. Der Phosphor verbindet sich hier mit einem Theile von dem Sauerstoffe des Wassers, und der dadurch entbundene Wasserstoff bleibt mit einem Theile des Phosphors aufgelöst im Wasser zurück. Der rothe oxydirte Phosphor ist Phosphor-Oxyd. Man erhält ihn, wenn man auf einem Glase ein wenig Phosphor verbrennt, wo sich die Stelle, auf welcher der Phosphor lag, mit einer weiſsen Rinde überzieht, die beim Erkalten feucht und roth wird. Dieſs rührt von etwas Phosphorsäure her, welche aus der Luft Wasser an sich zieht, und mit einem kleinen Zusatze von Wasser weggespült werden kann, wo sodann das Oxyd zurückbleibt. Dieses Oxyd ist ein dunkelrothes Pulver, das an der Luft nicht leuchtet. Es kann bei höherer Temperatur entzündet werden und brennt mit gelber Flamme, verlöscht aber, wenn es aus dem Feuer herausgenommen

wird. Von der Salpetersäure wird es unter Entwickelung von salpetrichtem Gase aufgelöst und in Phosphorsäure verwandelt. Es ist in den Flüssigkeiten, welche den Phosphor auflösen, nicht löslich.

Die phosphorichte Säure bildet sich, wenn Phosphor der offenen Luft ausgesetzt wird. Bei einer Kälte von mehreren Graden, erleidet der Phosphor hierbei keine Veränderung; allein schon bei einem oder einigen Graden unter dem Gefrierpunkte, fängt er schwach an zu leuchten, und leuchtet bei einigen Graden darüber schon stärker. Schreibt man mit ein wenig Phosphor auf schwarzen oder blauen Grund, so werden die Buchstaben leuchtend, und geben einen leuchtenden Rauch von sich. Das Licht wird bald schwächer und verschwindet, kommt aber auf einige Augenblicke wieder zum Vorschein, wenn man mit der Hand über die Schrift hinfährt. Am besten erhält sich die leuchtende Schrift, wenn man sie zwischen zwei Glasscheiben legt, wo sie 20 bis 30 Minuten ununterbrochen fortleuchtet, und wenn auch das Licht schon einmal aufgehört hat, so kommt es doch wieder zum Vorschein, wenn man die Vorrichtung an einen warmen Stubenofen hängt. Dieses Licht wird von einiger Wärme begleitet und ist eine Art des Verbrennens, bei welchem Sauerstoff eingesogen wird. Geschieht der Versuch in eingeschlossener Luft, so hört das Licht auf, sobald der Sauerstoff verzehrt ist. In freier Luft überzieht sich der Phosphor mit sauren Tropfen von phosphorichter Säure, welche daher entsteht, daſs die neugebildete phosphorichte Säure aus der Luft Wasser an sich zieht, und tropfbar flüssig wird. Diese phosphorichte Säure ist jedoch nicht rein, sondern mit Phosphorsäure gemengt, wie ich weiter unten bei dieser zeigen werde.

Im reinen Sauerstoffgas kann der Phosphor nicht leuchten, bevor er nicht bis zu + 24° bis + 28° erwärmt wird; dann leuchtet er aber desto stärker und entzündet sich leicht. Wird das Gas abgekühlt, so hört das Leuchten auf, beginnt aber sogleich von neuem, wenn man etwas Stickstoffgas hinzuläſst. Sauerstoffgas, worin

man bei niedriger Temperatur Phosphor verwahrt, riecht nach diesem und leuchtet schwach, wenn es im Dunklen mit atmosphärischer Luft gemengt wird. Dieſs rührt nicht daher, daſs das Gas mit etwas Phosphor chemisch verbunden ist, sondern daher, daſs ein Theil der phosphorichten Säure, welcher im Gase das Wasser zu ihrer Verdichtung fehlt, verdunstet und sich in Gasgestalt mit dem Sauerstoffgase vermischt. Beim Austritte in die Luft oxydirt sich nun dasselbe, durch eine noch unbekannte Einwirkung des Stickstoffgases, noch mehr, und zerflieſst auf Kosten des Wassers der atmosphärischen Luft. Vielleicht ist es auch nur verdunstender Phosphor, der noch nicht oxydirt worden ist; denn die meisten Gasarten, in welchen Phosphor einige Zeit gelassen wird, leuchten eben so, wenn sie sich nachher mit der Luft vermischen.

In verdünnter Luft, z. B. unter der Glocke einer Luftpumpe, entzündet sich der Phosphor und brennt mit einer schwachen, aber hohen Flamme, wenn er, mit Harz gemengt und auf etwas Baumwolle gelegt wird.

Dieser Versuch gelingt nicht, wenn die Stiefel der Luftpumpe nicht weit sind, und die Verdünnung nicht schnell vor sich geht. Man kann auch auf einen, bereits luftleer gemachten Recipienten ein kleines Gefäſs aufschrauben, welches den Phosphor enthält, und dann die Verbindungsröhre zwischen beiden öffnen, wodurch die Entzündung ebenfalls statt findet.

Anstatt des Harzes kann man auch Schwefel anwenden. Bestreut man eine trockene Stange von Phosphor stellenweise mit Harz oder Schwefel, und bringt sie dann unter den Recipienten der Luftpumpe, so bemerkt man, daſs beim Auspumpen der Luft, der Phosphor auf den bestreuten Stellen mehr zu leuchten anfängt, und daſs dieses Leuchten mit der Verdünnung der Luft zunimmt, bis sich der Phosphor endlich entzündet. Van Bemmelen, welcher diese Erscheinung zuletzt untersucht hat, glaubt, daſs sie einer Verbindung des Schwefels oder Harzes mit dem Phosphor zuzuschreiben sei, die im luftleeren Raume leichter eintrete, (was auch bei der Vereinigung fester

Körper, z. B. des Schwefels und der Metalle der Fall ist), und wobei Wärme entstehe, welche den Phosphor oder dessen neue Verbindung entzünde. Allein da nach van Bemmelen's Beobachtung, die Entzündung des Phosphors auch vor sich geht, wenn er bloſs in Baumwolle eingewickelt wird, diese Erscheinung aber durch jene Ansicht nicht erläutert wird, so müssen wir dieselbe noch als unerklärt ansehen.

Von selbst entzündet er sich nicht. Dieser und mehrere andere Umstände bei dem langsamen Verbrennen des Phosphors, sind noch nicht vollständig erklärt.

Wenn Phosphor in einer Flasche unter Wasser aufbewahrt wird, so oxydirt er sich auf Kosten des Wassers, theils zu Oxydul, theils zu phosphorichter Säure, und das Wasser wird säuerlich. Dieses Wasser besitzt die sonderbare Eigenschaft, daſs es in einer wohl verkorkten Flasche leuchtet, so oft es darin umgeschüttelt wird, und bisweilen ohne wahrnehmbare äuſsere Ursachen, einen schnell vorübergehenden Schein von sich giebt. Wenn man aus schwarzem Papier eine Figur herausschneidet und dieses dann auf eine solche Flasche klebt, so erscheint im Dunkeln eine leuchtende Figur, wenn die Flasche geschüttelt wird. Wenn man den Pfropf öffnet, oder nicht fest schlieſst, so verschwindet das Leuchtungs-Vermögen des Wassers augenblicklich, und kehrt erst dann wieder zurück, wenn die Flasche wieder eine Zeit lang luftdicht verschlossen gestanden hat. Auch dieses ist eine noch nicht erklärte Erscheinung.

Wird der Phosphor in freier Luft bis zu + 75° erhitzt, so entzündet er sich und brennt mit starker Flamme und dickem Rauche. Dieser Rauch ist Phosphorsäure, die sich aus der Flamme in fester Gestalt absetzt. 100 Theile Phosphor nehmen dabei 128 Theile Sauerstoff auf. In der phosphorichten Säure verbindet sich der Phosphor nur mit $\frac{3}{5}$ dieser Quantität, oder mit 76,9 Theilen Sauerstoff. Durch Reiben entzündet sich der Phosphor leicht; man muſs sich daher bei Versuchen damit in Acht nehmen, daſs man Phosphorstückchen nicht zwischen den

Fingern oder an wollenen Sachen, z. B. an Tuch oder grauem Löschpapiere, reibt, weil dadurch leicht Unglück entstehen kann.

Phosphor-Wasserstoff.

Der Phosphor verbindet sich mit dem Wasserstoffe in mehreren Verhältnissen, welche quantitativ noch nicht näher bestimmt sind.

1) Läſst man eine Zeit lang Wasserstoffgas mit Phosphor in Berührung, so erhält man eine Gasart, die schwach nach Phosphor riecht, und, mit atmosphärischer Luft gemengt, im Dunkeln leuchtet. Diese Gasart ist indessen kein *Phosphor-Wasserstoff*; denn sie behält übrigens alle Eigenschaften des Wasserstoffgases, nur daſs sie eine, nach Verhältniſs ihrer verschiedenen Temperatur, bald gröſsere, bald geringere Menge von verdunstetem Phosphor enthält. Wenn man in eine lange Glasröhre, die mit Wasserstoffgas gefüllt ist, ein wenig Phosphor legt, dieselbe sodann spiralförmig mit einem schwarzen Papierstreifen umwindet, und darauf in die Sonne stellt; so schieſsen auf den unbelegten Stellen im Innern der Glasröhre kleine Krystall-Verästelungen von rothem Phosphor an. Ob hierbei, auſser dem Lichte, auch die stärkere Erwärmung des Glases unter dem schwarzen Papiere mitwirke, ist noch nicht ausgemacht. Dieselbe Erscheinung zeigt sich auch im Stickstoffgase.

2) Wenn man Phosphor mit einer Auflösung von ätzendem Kali (Aetzlauge) in einer kleinen Retorte (wie Fig. 1. Taf. II.) kocht, so oxydirt sich der Phosphor auf Kosten des Wassers, wird in eine Säure verwandelt und verbindet sich mit dem Kali, welches hier, durch seine Verwandtschaft zur Säure, auf dieselbe Weise die Verwandtschaft des Phosphors zum Sauerstoffe erhöht, wie die Schwefelsäure die des Eisens erhöht, wenn von Eisen aus wässeriger Schwefelsäure Wasserstoffgas entwickelt wird. Der Wasserstoff, welcher bei diesem Verfahren auf der Oberfläche des schmelzenden Phosphors frei wird,

löst einen Theil des Phosphors auf und verbindet sich damit zu einer eigenen Gasart, welche die besondere Eigenschaft hat, daſs sie sich in der Luft von selbst entzündet. Die Entwickelung des Gases nimmt nicht eher ihren Anfang, als bis das Wasser dem Siedepunkt nahe kommt. Man sieht dann kleine Bläschen vom Phosphor aufsteigen, die auf der Oberfläche der Flüssigkeit innerhalb der Retorte sich entzünden und mit einer kleinen Flamme brennen. Dabei fängt das Wasser aus dem Gefäſse, in welchem das Gas aufgefangen werden soll, nach und nach an, in den Retortenhals zu steigen, so wie der Sauerstoff der in der Retorte befindlichen Luft allmählig verzehrt wird. Sobald dieſs geschehen und nur noch Stickstoff rückständig ist, sinkt das Wasser wieder zurück, das Gas entzündet sich nicht mehr in der Retorte, und es gehen endlich Luftblasen durch das in den Retortenhals eingekittete Rohr. Verstärkt man die Hitze nicht vorsichtig, wenn die kleinen Luftblasen sich in der Retorte zu zeigen anfangen, so entsteht auf einmal eine groſse Luftblase, die sich mit Explosion entzündet, und bisweilen das Gefäſs zerschmettert, wobei aber gewöhnlich nur die erhitzte Luft hervorbricht, deren Raum in der Retorte das aus der Wanne hineintretende Wasser ausfüllt, und hierdurch den Versuch verdirbt. Man muſs daher die Vorsicht anwenden, die Retorte allmählig zu erhitzen, bis das Gas nach und nach durch das Rohr zu gehen anfängt, oder auch vorher die Retorte mit Wasserstoffgas zu füllen. — Statt der Lauge von ätzendem Kali kann man auch eine Auflösung von ätzendem Kalk in Wasser zu diesem Versuche anwenden; allein er miſslingt dann öfter, besonders wenn er von Ungeübten angestellt wird.

Die Luftblasen, welche zuerst zum Vorschein kommen, haben einen sehr unangenehmen Geruch, fast wie verfaulte Fische; sie entzünden sich gleichwohl schnell und verbrennen mit heller Flamme. Man stürzt dann eine mit Wasser gefüllte Flasche über die Oeffnung des Rohres und fängt sie auf. Zum Auffangen dieses Gases darf man indessen nicht gewöhnliches Quellwasser anwenden,

sondern mufs vorher alle darin enthaltene atmosphärische Luft durch Kochen entfernen, das Wasser noch warm bei dem Versuche anwenden und mit Kochsalz sättigen, denn aufserdem wird das Gas theils im kalten Wasser aufgelöst, theils durch den Sauerstoff der darin enthaltenen Luft zerlegt; auf dem Wasser schwimmt rother oxydirter Phosphor, und das Gas verliert gröfstentheils seine Eigenschaft, sich an der Luft zu entzünden. Am besten ist es daher, dasselbe über reinem Quecksilber aufzufangen. —

Gekochtes und darauf in einem verdeckten Gefäfse erkaltetes Wasser löst, nach Gingembre, $\frac{1}{4}$ seines Volumens Phosphor-Wasserstoff auf, nach Thomson aber nur $\frac{1}{50}$. Diese Lösung ist hellgelb, von unangenehmen Geruche, schmeckt bitter, leuchtet nicht im Dunkeln, und kann in verschlossenen Gefäfsen lange aufbewahrt werden, ohne sich zu zerlegen. Beim Kochen geht das Gas unverändert fort und behält seine Eigenschaft bei, sich in der Luft zu entzünden.

Das Phosphor-Wasserstoffgas und das damit geschwängerte Wasser, haben nicht die Eigenschaft einer Säure, wie der geschwefelte Wasserstoff. Sie röthen die Lakmustinktur nicht, wenn sie von phosphorichter Säure sorgfältig gereinigt worden sind. Sie vereinigen sich nicht mit Alkalien oder Erdarten; doch schlägt das mit diesem Gase geschwängerte Wasser verschiedene Metallsalze nieder, vorzüglich Silber-, Quecksilber- und Kupfersalze, welche dadurch reduzirt und als Phosphormetalle mit dunkler Farbe gefällt werden.

Läfst man eine kleine Blase von dieser Gasart aus Wasser oder Quecksilber aufsteigen, so entzündet sie sich auf der Oberfläche desselben, mit einem kleinen Knalle, und läfst einen schön gewundenen Ring von dickem Rauch zurück, der in die Luft steigt, sich allmählig erweitert und dann verschwindet. Dieser Versuch gelingt besonders dann, wenn das Wasser oder Quecksilber etwas erwärmt ist.

Dieses Gas ist etwas leichter als die atmosphärische Luft; sein eigenthümliches Gewicht beträgt nach Thom-

son 0,9022. Es kann lange über Wasser aufbewahrt werden, besonders über gekochtem; wird die Flasche vom Sonnenlichte beschienen, so zerlegt es sich, setzt auf der, der Sonne zugekehrten Seite rothen Phosphor ab und das Gas entzündet sich an der Luft nicht mehr. Ueber Quecksilber oder über einem, mit Phosphor-Wasserstoffgas gesättigtem Wasser, kann es im Dunkeln lange aufbewahrt werden. —

Die Gasart, welche zurückbleibt, wenn das Phosphor-Oxyd sich abgesetzt hat, ist Phosphor-Wasserstoffgas mit einem geringeren Gehalte von Phosphor. Es hat einen unbeschreiblich stinkenden Geruch, wie verfaulte Fische, erhält sich über Wasser unverändert und kann sich nicht von selbst entzünden. Nur wenn es noch nicht allen Phosphor, den es absetzen kann, verloren hat, und man es durch warmes Wasser aufsteigen läſst, kann es geschehen, daſs es sich von selbst entzündet. Eine Blase von dieser Gasart leuchtet im Dunkeln und verbrennt langsam; man hat daher geglaubt, daſs die sogenannten Irrlichter aus Phosphor-Wasserstoffgas bestehen möchten, welches aus faulenden Stoffen entwickelt würde und in der Luft langsam verbrennte. Allein diese Vermuthung ist unwahrscheinlich.

Der Phosphor kann sich folglich mit dem Wasserstoffe in zweierlei Verhältnissen verbinden. Mit Phosphor im Maximum entzündet sich das Gas an der Luft von selbst, mit Phosphor im Minimum hingegen nicht. Houtou-Labillardiere hat die Beobachtung gemacht, daſs Phosphor-Wasserstoffgas im Minimum, wenn es über Quecksilber mit atmosphärischer Luft gemengt wird, sich nicht entzündet, so lange das Quecksilber innerlich und äuſserlich noch gleich hoch steht, oder so lange das Gas in dem Gefäſse noch comprimirt ist. Hebt man aber das letztere in die Höhe, so, daſs das Quecksilber innerlich 1 bis $1\frac{1}{2}$ Zoll höher zu stehen kommt, als äuſserlich, und das Gas folglich verdünnt wird; so entzündet es sich und verpufft; daher man das Gefäſs mit einem Netze von Eisendrath umgeben muſs. Man sieht hieraus, daſs der

Phosphor auch in Gasgestalt noch die Eigenschaft behält, sich in verdünnter Luft leichter, als beim gewöhnlichen Drucke derselben, zu entzünden.

Die Zusammensetzung dieser Gasarten ist noch nicht recht bekannt. Gay-Lussac bemerkte, daſs Phosphor-Wasserstoffgas im Maximum, welchem man den Phosphor durch ein geschmolzenes Metall entzog, sein Volumen $1\frac{1}{2}$ Male vergröſserte. Dr. Thomson aber fand, daſs das Volumen des Wasserstoffgases unverändert bleibe; daſs dieses Gas, dem Gewichte nach, aus 1 Theile Wasserstoff und 12 Theilen Phosphor bestehe, und von der Elektricität zerlegt werde, so daſs der Phosphor ausgeschieden wird, der Wasserstoff aber zurückbleibt. Dagegen aber beobachtete derselbe, daſs das weniger phosphorhaltige Wasserstoffgas, wenn es mit Kalium erhitzt wird, seinen Phosphorgehalt verliert und sein Volumen verdoppelt. Dasselbe geschieht, wenn es mit Schwefel erhitzt wird. Auf der andern Seite hat Houtou-Labillardiere gefunden, daſs das Wasserstoffgas, welches die gröſste Menge Phosphor enthält, seinen Ueberschuſs an Phosphor ohne Veränderung seines Volumens verliert, was mit der allgemeinen Erfahrung übereinstimmt, und z. B. bei Zersetzung dieser Gasart durch das Sonnenlicht der Fall ist. Die Resultate beider Erfahrungen stehen daher mit einander im Widerspruche, und dieser kann nur durch neue Untersuchungen beseitiget werden.

Nach v. Grotthuſs's Versuchen kann man den Phosphor-Wasserstoff in tropfbar-flüssiger Gestalt erhalten, wenn man Phosphor mit einer Lösung von Kali in Alkohol kocht. Der Phosphor wird dabei flüssig und bleibt es auch wenn er erkaltet ist; kocht man ihn mit luftfreiem Wasser, so entweicht Phosphor-Wasserstoffgas, ohne daſs man im Wasser Phosphorsäure aufgelöst findet, d. h. ohne daſs Wasser zerlegt wird, und der Phosphor erstarrt nach dem Abkühlen. Diese Verbindung hat mit den liquiden Verbindungen des Schwefels mit Schwefel-Wasserstoffgas Aehnlichkeit.

Phosphor und Schwefel.

Phosphor und Schwefel können sich in allen Verhältnissen vereinigen, und diese Verbindungen sind leichter entzündlich, als der Phosphor für sich. Man erhält sie, wenn man entweder Phosphor und Schwefel zusammenreibt, wobei sie sich aber leicht entzünden, oder noch besser, wenn man beide in warmen Wasser zusammenschmilzt. Beide werden durch ihre Vereinigung leichter schmelzbar als vorher. Eine Mischung

von	1	Th. Phosph. u.	9	Th. Schwef.	schmilzt bei	+ 25°
-	1	- -	18	- -	- -	+ 15°
-	2	- -	1	- -	- -	+ 10°
-	1	- -	1	- -	- -	+ 5°

Läſst man eine solche Mischung mit Wasser übergossen stehen, so entwickelt sie, besonders im Lichte, geschwefeltes Wasserstoffgas; das Wasser wird von phosphorichter Säure sauer, und dieſs dauert so lange fort, bis einer von beiden Gemengtheilen gänzlich verzehrt ist, und nur noch Schwefel oder Phosphor allein zurückbleibt. Hat der letztere das Uebergewicht, so wird er dennoch vom Lichte nicht geröthet. Kocht man die Mischung von beiden mit Wasser, so entsteht dieselbe Gasentwickelung, ist aber bisweilen von einer Explosion begleitet, welche das Gefäſs zersprengt.

Phosphor, Schwefel und Wasserstoff, eine eigene Gasart.

Dieses Gas erhält man, nach Brugnatelli, wenn man in einem Apparate, wie zur Entwickelung des Phosphorwasserstoffgases gebraucht wird, $1\frac{1}{2}$ Unze frisch gelöschten Kalk, 40 Gran Phosphor, und 120 Gran trokkenes gepulvertes Schwefelkalium mit einander mengt, mit $\frac{1}{2}$ Unze Wasser übergieſst und damit kocht. Im Anfange entsteht ein dicker weiſser Rauch von Phosphor, welcher auf Kosten der im Gefäſse eingeschlossenen Luft verbrennt; nachher aber entwickelt sich die dreifach zu-

sammengesetzte Gasart völlig durchsichtig. Sie muſs über Kalkwasser aufgefangen und etwas damit umgeschüttelt werden, um das Schwefel-Wasserstoffgas und die unvollkommene Phosphorsäure, die darin enthalten sein können, daraus zu entfernen. Dieses Gas entzündet sich nicht von selbst; vermischt man es aber mit atmosphärischer Luft oder mit Sauerstoffgas, und zündet es an, so verbrennt es mit einem heftigen Knalle. Füllt man damit eine Flasche, die eine enge Oeffnung hat, und zündet das Gas an, so brennt es mit einer schwachen phosphorischen Flamme, und es strömt dabei ein weiſser Rauch in die Flasche hinein, der aus Phosphorsäure, Schwefelsäure und Wasser besteht. Das Gas ist im Wasser unlöslich, schlägt aber verschiedene Metallauflösungen nieder, wenn man sie damit umschüttelt. Die Existenz dieses Gases, so wie dessen Eigenschaften, erfordern eine nähere Untersuchung, weil es wohl möglich wäre, daſs es nur aus einem Gemenge von Schwefel-Wasserstoffgas und Phosphor-Wasserstoffgas im Minimum bestände.

Phosphor verdunstet zwar im Schwefel-Wasserstoffgase und macht, daſs das Gas beim Zutritt der atmospärischen Luft eine voluminöse, bläuliche schwache Flamme giebt, welche von der Verwandlung des Phosphors in phosphorichte Säure herrührt; allein das dreifache Gas wird dadurch nicht hervorgebracht. Man erhält nur geschwefeltes Wasserstoffgas, worin Phosphor verdunstet ist. Ein feuchter Schwamm, den man darin eintaucht, leuchtet, nachdem man ihn wieder herausgenommen hat, noch lange an der Luft.

Phosphor und Stickstoff.

Man nimmt an, daſs, wenn Phosphor in eingesperrter atmosphärischer Luft so lange leuchtet, bis aller Sauerstoff verzehrt ist, das zurückbleibende Gas eine dreifache Verbindung von Phosphor, Stickstoff und wenigem Sauerstoffe sei, wodurch das eigenthümliche Volumen des Stickstoffgases um $\frac{1}{40}$ vermehrt werde. Dieses Gas leuch-

tet im Dunkeln, wenn es mit Luft gemengt ist; ist aber keine chemische Vereinigung zwischen Phosphor und Stickstoff. Es enthält nur einen Antheil verdunsteten Phosphor, mit oder ohne Sauerstoff, wie ich bereits beim Phosphor-Wasserstoff angeführt habe; und das Leuchten des Phosphors in dieser Gasart rührt blofs von der Verdunstung des ersteren her, wie schon beim Schwefel erwähnt worden ist.

Aufser den Verbindungen mit diesen einfachen Stoffen, kann der Phosphor auch in Naphta, Fett, und in fetten und flüchtigen Oelen aufgelöst werden. Alle diese Auflösungen leuchten beim Zutritte der Luft im Dunkeln.

Phosphor-Feuerzeuge.

Der Phosphor ist in den Künsten wenig brauchbar; seine allgemeine Anwendung findet er bei mancherlei Arten von Feuerzeugen, deren Gebrauch aber oft gefährlich und daher im allgemeinen verboten ist. Es sind folgende:

1) Phosphorlichter. Eine Glasröhre von 5 Zoll Länge und zwei Linien Durchmesser wird an dem einen Ende zu einer kleinen Kugel ausgeblasen. In diese legt man ein wenig Phosphor und schiebt darauf ein kleines Wachslicht in die Röhre, das dünn genug ist, um leicht hineingesteckt werden zu können. Der Docht desselben wird vorher mit etwas Nelkenöl oder gutem Wachsöle angefeuchtet und dann in einem fein gepulverten Gemenge von gleichen Theilen Schwefel und Kampher eingerieben. Man steckt darauf das Licht so tief in die Röhre hinein, dafs es den Phosphor erreicht, und erwärmt die Kugel vorsichtig, um den Schwefel und Phosphor zusammen zu schmelzen. Hierauf bläfst man das offene Ende zu und macht einen Zoll von der Kugel abwärts einen Feilstrich in die Röhre. Soll nun das Licht gebraucht werden, so bricht man die Röhre beim Feilstriche entzwei und zieht das Licht schnell heraus, wobei es sich entzündet, so wie es an die Luft kommt.

2) Man füllt eine trockene Flasche mit engem Halse bis zur Hälfte mit wohlgetrocknetem Phosphor, zündet diesen darauf mit einem heifsen Eisendrathe an, und läfst ihn so lange fort brennen, bis er verlöscht, oder bis er im Dunkeln ziemlich zu leuchten aufhört, wo man dann die Flasche verkorkt. Oder man stellt auch die Flasche, ohne den Phosphor anzuzünden, und nur leicht mit Papier zugepfropft, auf einen warmen Stubenofen, läfst sie da so lange stehen, bis der Phosphor braun geworden ist, und verkorkt sie dann gut. Die Flasche erhält nun ein Gemenge von Phosphorsäure, Phosphoroxyd und noch völlig unverbrannten Phosphor. Fährt man nun mit einem Schwefelhölzchen hinein, so dafs es die Masse etwas derb berührt, und zieht es dann schnell wieder heraus, so entzündet es sich von selbst, und zwar dadurch, dafs die Phosphorsäure das Wasser aus der atmosphärischen Luft so schnell an sich zieht und dabei zerfliefst, dafs das mit Schnelligkeit aus der Gasform in die tropfbarflüssige Gestalt versetzte Wasser eine hinlängliche Menge Wärme fahren läfst, um das Gemenge zu entzünden, welches der Schwefel und Phosphor auf dem Schwefelhölzchen bilden.

Eine Hauptsache bei diesem Feuerzeuge ist, dafs der Pfropf gut eingeschliffen und so mit Talg eingeschmiert wird, dafs er vollkommen dicht schliefst, und dafs ferner dieser Pfropf jedesmal beim Verschliefsen der Flasche in der Oeffnung derselben einigemale herumgedreht, auch wenn er trocken zu werden anfängt, wieder von neuem mit Talg eingerieben wird. Kommt Feuchtigkeit aus der Luft in die Flasche, so ist alles verdorben. Man hat den Vorschlag gethan, dem Phosphor vor der Erhitzung etwas gebrannte Magnesia zuzusetzen; allein diefs ist unnöthig. Der Zweck ist immer nur darauf gerichtet, die obere Rinde des Phosphors in einen selbstentzündlichen Zustand zu versetzen, und diese pflanzt sich durch den Luftwechsel bei jeder Oeffnung der Flasche, wo die Oberfläche des Phosphors entblöst wird, nach unten zu fort. Diese Feuerzeuge sind unter den sogenannten che-

mischen Feuerzeugen, nächst der elektrischen Lampe, immer die brauchbarsten, die sich am besten halten und am wenigsten kosten.

3) Man drückt mit einem Schwefelhölzchen auf ein in Weiſsblech eingefaſstes Stückchen Phosphor so auf, daſs von diesem ein wenig daran hängen bleibt, und reibt das Schwefelhölzchen dann gegen einen Kork, wobei es sich durch die beim Reiben entwickelte Wärme entzündet.

5. Kohle. Kohlenstoff.

Die Kohle kommt in der Natur selten vollkommen rein vor, und kann von der Kunst nicht rein hervorgebracht werden. Im Mineralreiche findet sie sich mit andern Körpern vereinigt in groſser Menge und in den festen Körpern des Thier- und Gewächsreiches ist sie einer der häufigsten Bestandtheile. In ihrem höchsten Grade der Reinheit bildet sie einen Edelstein, den Diamant.

Die Diamanten finden sich in mehreren Gegenden der beiden Indien, besonders in Golkonda, Visapur, so wie in Brasilien. Sie sind meist mit einer undurchsichtigen Rinde umgeben und krystallisirt, theils in regelmäſsigen Oktaëdern, theils in kleinen Krystallen, welche von 48 dreiseitigen gekrümmten Flächen gebildet werden. Wird die natürliche Rinde durch Kunst weggenommen, so erscheinen die Krystalle klar und völlig durchsichtig. Sie sind am gewöhnlichsten farbenlos, bisweilen aber auch gelblich, citronengelb, hellbraun und manchmal rosenroth, grün oder blau, (auch dunkelbraun und schwarz). Sie sind die härtesten aller bekannten Körper, der härteste Stahl ritzt ihre Oberfläche nicht *). Ihr spe-

*) Man hat geglaubt, daſs die äuſsere Rinde des Diamants härter als sein Inneres sei, weil ungeschliffene Diamanten zum Glasschneiden gebraucht werden, geschliffene aber nicht dazu tau-

specifisches Gewicht beträgt 3,50 — 3,53. Sie brechen die Lichtstrahlen stärker als andere durchscheinende feste Körper, und da dieses stärkere Brechungsvermögen eigentlich den brennbaren Körpern angehört, so vermuthete schon Newton, daſs der Diamant ein brennbarer Stoff sei. Auf Veranlassung des Groſsherzogs Cosmus III. untersuchte die Akademie zu Florenz im Jahre 1694 das Verhalten des Diamants im Brennpunkte eines groſsen Brennspiegels und fand, daſs er sich nach und nach verzehre. Durch spätere, theils in verschlossenen Gefäſsen, theils in offenem Feuer angestellte Versuche fand man, daſs der Diamant wirklich durch Brennen zerstört wird, und Macquer entdeckte 1771, daſs er dabei selbst mit einer kleinen Flamme brenne. Lavoisier bewieſs endlich, daſs beim Verbrennen des Diamants im Sauerstoffgase dieses in Kohlensäure verwandelt werde.

Der Diamant ist, wie alle Kohle, völlig feuerbeständig und erleidet durch die höchsten, uns bekannten Hitzgrade keine Veränderung, sobald er in verschlossenen Gefäſsen, und gut in Kohlenpulver eingefüttert, oder in solchen Gasarten erhitzt wird, welche keinen Sauerstoff enthalten. — In der atmosphärischen Luft und im Sauerstoffgase verbrennt er, verlangt aber dazu eine weit höhere Temperatur, als die gewöhnliche Holzkohle, und entwickelt dabei nicht so viel Wärme, als zur Unterhaltung seines Verbrennens erforderlich ist. Daher verlöscht er in der Luft in wenigen Augenblicken, wenn man ihn aus dem Feuer oder aus dem Focus des Brennspiegels herausnimmt; im Sauerstoffgas hingegen fährt er fort zu brennen, selbst wenn er sich nicht mehr im Brennpunkte befindet, und verbrennt, wenn das Sauerstoffgas hinrei-

gen, indem sie bloſs das Glas ritzen, ohne es zu zerknicken; allein Wollaston hat neuerlich bewiesen, daſs dieſs daher rühre, daſs die Ecken der rohen Diamanten durch krumme Flächen gebildet werden. Ein Rubin, der so geschliffen wird, daſs seine Flächen von gekrümmten Linien eingeschlossen sind, schneidet ebenfalls Glas, behält aber seine Schärfe nicht lange.

chend ist, ohne allen Rückstand; wobei man zugleich auf seiner Oberfläche ein geringes Aufwallen bemerkt. Das Produkt der Verbrennung ist Kohlensäure, und das Volumen der Luft oder des Sauerstoffgases wird nicht im mindesten verändert, wenn die Verbrennung über Quecksilber geschieht.

Aufser dem Diamant sind die merkwürdigsten und reinsten Kohlenarten:

1) Reifsblei, Graphit (Bleierz der Schweden), die bleigraue Masse, aus welcher unsere gewöhnlichen Bleistifte gemacht werden. Er ist ein eigenes Mineral, welches in den Gebirgen der Urformation, und zwar vorzüglich im Granit, Glimmer- und Thonschiefer in einzelnen Lagern vorkommt, und in mehreren Ländern gefunden wird. Am reinsten hat man ihn bis jetzt in England, bei Borrowdale in Cumberland gewonnen. Er ist indessen nicht als chemisch reine Kohle zu betrachten, sondern besteht aus einer Verbindung von Eisen mit Kohle, welche auf 95 Theilen der letztern 5 Theile Eisen enthält. Diese Art Kohle brennt fast eben so schwierig wie der Diamant und kann daher nicht als Brennmaterial benutzt werden; wird sie aber mit Hülfe anderer Kohle verbrannt, so hinterläfst sie 7 bis 8 Prozent Asche, die aus Eisenoxyd besteht, das mit Erdarten verunreiniget ist.

2) Kohlenblende, (Glanzkohle) Anthrazit, eine andere Art fossiler Kohle, welche der Steinkohle ähnelt, sich aber dadurch von ihr unterscheidet, dafs sie bei gehöriger Erhitzung ohne Flamme, Geruch und Rauch verbrennt.

3) Coaks; so nennt man in England die kohlige Masse, welche zurückbleibt, wenn man aus gewöhnlicher Steinkohle alle darin enthaltenen flüchtigen Theile durch Hitze austreibt. Sie ist eine schwammige, eisenschwarze, fast metallisch glänzende Masse, die in kleinen Stücken gar nicht brennt, hingegen in gröfseren Massen entzündet, mit dem höchsten Hitzgrade verbrennt, den man im Grofsen hervorbringen kann.

4) Holzkohle; sie wird aus Pflanzen, besonders aus Holz erhalten, indem man durch verschiedenartige Behandlungen, die man Verkohlen nennt, alle flüchtige Stoffe durch Hitze aus ihnen heraustreibt, wobei die Kohle, welche den häufigsten Bestandtheil des Holzes ausmacht, in Gestalt des Holzes zurückbleibt, und von einer unzählbaren Menge Poren durchzogen ist, die von den verflüchtigten Stoffen herrühren. Die Kohle von hartem Holze ist schwer und fest, von weicheren Holzarten aber leicht und locker, und die wärmegebende Kraft der Kohle beim Verbrennen verhält sich wie ihre Dichtheit.

5) Thierische Kohle; sie ist der vorigen ähnlich, behält aber selten die Gestalt des verbrannten Körpers. Dieser schmilzt gewöhnlich beim Verkohlen, und die entweichenden Stoffe verursachen eine Art von Kochen, welches die Kohle voller groſsen Blasen macht. Sie ist übrigens oft metallisch glänzend, wie die Coaks.

Die groſse Unähnlichkeit dieser Kohlenarten mit dem Diamant hat mancherlei Untersuchungen über den Grund derselben veranlaſst. Biot und Arrago schlossen aus ihren Versuchen über die strahlenbrechende Kraft des Diamants, daſs er ungefähr $\frac{1}{5}$ seines Gewichts Wasserstoff enthalten könnte. Allein Guyton, und besonders Davy haben bewiesen, daſs es sich nicht so verhalte, und letzterer, welcher neuerdings eine sehr interessante Reihe von Untersuchungen darüber angestellt hat, glaubt den Unterschied zwischen dem Diamant und unserer gewöhnlichen schwarzen Kohle bloſs in der Aggregationsform und in dem krystallisirten Zustande des erstern suchen zu müssen.

Nun ist es wohl möglich, daſs sich dieſs wirklich so verhalte. Allein wenn wir die übrigen Kohlenarten mit dem Diamant vergleichen, so finden wir, daſs jene immer einen fremden Stoff enthalten, und bei der Verbrennung ein Produkt geben, das keine Kohlensäure ist; — was hingegen beim Diamant nicht der Fall ist. Der Graphit z. B. giebt Eisenoxyd, und es ist jetzt keinem Zweifel mehr unterworfen, daſs sich das Eisen darin mit

der Kohle in einer chemischen Verbindung befindet und daher an dem eigenthümlichen Karakter des Graphits Theil nimmt. Die Kohlen von Pflanzen- und Thierstoffen hinterlassen eine Asche, die aus Alkalien, Erdarten und einigen Metalloxyden besteht, und der gröſsere Theil dieser Asche befindet sich nicht als Alkali, Erde oder Metalloxyd in der Kohle, weil er vor ihrer Verbrennung nicht durch Säuren aus ihr herausgezogen werden kann, und weil eine mit Säuren behandelte Kohle noch dieselbe Asche giebt, wenn man sie, nach dem Auswaschen der Säure verbrennt. Die Bestandtheile dieser Asche waren daher mit der Kohle chemisch vereiniget, und, allem Vermuthen nach, im brennbaren Zustande mit Kohlenstoff übersättiget, wie das Eisen im Graphit.

Es giebt indessen noch eine Art Kohle, die ohne allen Rückstand verbrennt; man erhält dieselbe, wenn man Lampen- oder Kienruſs in verschlossenen Gefäſsen einer heftigen Hitze aussetzt; oder wenn man Dämpfe von flüchtigen Oelen durch glühende Glasröhren leitet, wo sich in diesen Kohle absetzt. Diese Kohle giebt zwar keine Asche, allein Davy hat dennoch gefunden, daſs sie beim Verbrennen im Sauerstoffgas nicht soviel Kohlensäure giebt, daſs das Volumen des verzehrten Sauerstoffgases dadurch ersetzt würde, wie dieſs beim Verbrennen des Diamants der Fall ist. Da man nun aber weiſs, daſs das Sauerstoffgas, wenn es in kohlensaures Gas verwandelt wird, sein Volumen nicht verändert: so ist leicht einzusehen, daſs diese Kohle noch irgend einen brennbaren Stoff enthalten haben müsse, durch welchen Sauerstoffgas absorbirt und condensirt worden ist. Wenn das Gas, in welchem die Kohle verbrannte, abgekühlt wird, so setzt sich an der inneren Seite des Glases, worin die Verbrennung geschah, Wasser an, und dieſs beweist, daſs die Kohle Wasserstoff enthielt. Da dieser Wasserstoff selbst bei sehr hoher Temperatur nicht aus der Kohle entfernt werden konnte; so liegt es am Tage, daſs er mit chemischer Kraft von ihr zurückgehalten wurde. Auch darf man nicht glauben, daſs die, im Vergleich gegen die

Kohle, geringe Menge des Wasserstoffs ein Beweis gegen die chemische Verbindung desselben mit der Kohle sei; denn da im Graphit 1 Gewichtstheil Eisen mit 19 gleichen Theilen Kohle vereiniget ist, und da man durch genaue Versuche weiſs, daſs die Menge Wasserstoff, welche mit dem Eisen gleiche Sättigungs-Capacität hat, nur $\frac{1}{32}$ soviel, als das Eisen wiegt; so folgt daraus, daſs der verbrannte Kienruſs, um seinen Wasserstoff in demselben Grade mit Kohlenstoff zu sättigen, als im Graphit das Eisen damit gesättiget ist, nicht mehr als $\frac{1}{1000}$ seines Gewichts Wasserstoff enthalten könne.

Es ist daher nicht unwahrscheinlich, daſs diese Kohlenarten mit Kohlenstoff übersättigte und dem Graphit analoge Körper sind, in welchen die Stelle, welche das Eisen im Graphit einnimmt, theils durch die metallischen Radikale der Alkalien oder Erden, theils durch den Wasserstoff ersetzt wird. Sie enthalten überdieſs auch nicht selten mit Kohle übersättigtes Eisen. Wir nennen dergleichen Verbindungen nach der lateinischen Nomenclatur: Supercarbureta. Die Kohlen von thierischen Körpern enthalten auſser den genannten auch noch Supercarbureta von Phosphor und Schwefel. Man erhält auch eine schwarze Kohle, wenn man Kohlensäure durch Kalium oder Phosphor zerlegt; ist nun das Vorhergehende richtig, so muſs diese Kohle im ersten Falle ein Supercarburetum des Kaliums, im letzten aber ein Supercarburetum des Phosphors sein.

Die Holzkohle ist vollkommen feuerbeständig, und ein sehr schlechter Wärmeleiter; sie leitet aber die Elektricität leicht, wogegen der Diamant, so wie der Schwefel, Nichtleiter sind und durch Reiben elektrisirt werden können.

Der Kohlenstoff hat bei höherer Temperatur eine weit wirksamere Verwandtschaft zum Sauerstoffe als der gröſste Theil der übrigen Körper, und wird deshalb in der Chemie und Metallurgie zur Ausscheidung der Metalle und Metalloïde aus ihren Verbindungen mit Sauerstoffgas angewandt, wobei die vom Kohlenstoffe

mit letzterm eingegangenen Verbindungen stets in Gasgestalt entweichen.

Der Kohlenstoff kann sich mit dem Sauerstoffe in zweierlei Verhältnissen vereinigen. Die niedrigste Stufe ist eine brennbare Gasart, das Kohlenoxydgas, welches ein halbes Volumen Sauerstoffgas enthält, und dem Gewichte nach aus 43 Theilen Kohlenstoff und 57 Theilen Sauerstoff besteht. Die zweite ist eine Säure, die immer Gasgestalt behält, und Kohlensäure genannt wird. Sie enthält ein gleich groſses Volumen Sauerstoffgas, so daſs das Sauerstoffgas, welches in Kohlensäure verwandelt wird, sein Volumen nicht verändert; besteht dem Gewichte nach aus 27,4 Theilen Kohlenstoff und 73,6 Theilen Sauerstoff, und der Kohlenstoff nimmt darin doppelt so viel Sauerstoff als im Kohlenoxyde auf.

Ehe ich die Beschreibung des Kohlenstoffs verlasse, muſs ich noch zwei hauptsächliche Eigenschaften der gut ausgebrannten Kohle erwähnen, die sowohl in chemischer als physikalischer Hinsicht sehr merkwürdig sind. Nämlich:

1) der Eigenschaft der Kohle, aus Flüssigkeiten verschiedene darin aufgelöste Stoffe aufzunehmen. Befreit man die gewöhnliche Holzkohle durch starkes Brennen in verschlossenen Gefäſsen von Wasser und flüchtigen Stoffen, so erlangt sie die Eigenschaft, verschiedene Gewächsfarben zu zerstören, und faulenden Körpern Geruch und Geschmack zu benehmen. Dieses Brennen kann in einem Tiegel oder in einem eisernen Topfe geschehen, wenn man die Kohle, theils um sie vor der Luft zu verwahren, theils um Wärmestoff in das Gefäſs zu leiten, in feinen Sand einfüttert, und dann den Deckel des Gefäſses mit ein wenig Thon luftdicht darauf kittet. Der Tiegel oder Topf wird hierauf in eine Schmiedeesse oder in einen guten Windofen gesetzt und eine Stunde lang gut durchgeglüht. Wenn man dann die dadurch erhaltene ausgebrannte Holzkohle grob zerstöſst und mit verschiedenen Auflösungen von gefärbten Pflanzenkörpern (z. B. von Lakmus), mit Wein oder Essig, mit Salz-

lösungen, die durch Extraktivstoff oder durch Anbrennen braun oder gelb geworden sind, oder mit Wasser, worin Fleisch oder andere Stoffe verfault sind, vermengt, und sodann das Gemenge nach einer Weile durchseiht; so geht die Flüssigkeit, besonders wenn sie vorher mit der Kohle gelind aufgekocht worden ist, hell, und in den meisten Fällen, ohne Farbe, Geruch und Geschmack, durch, und ist dem Ansehn nach von den thierischen oder Pflanzenstoffen frei, die sie vorher erhielt. — Das faule Wasser wird dadurch trinkbar; der Wein verliert Farbe und Stärke; der Essig wird klarer, aber weniger sauer; die Lakmustinktur farbenlos u. s. w. — Hierbei werden indessen nicht alle diese Stoffe eingesogen; bei den meisten verändert sich nur die Zusammensetzung, und das faule Wasser, welches durch das Filtriren mit Kohlenpulver, Geruch und Geschmack verlor, wird nach einiger Zeit wieder faul und stinkend.

Man bedient sich, wegen dieser Eigenschaft, der Kohle theils zur Reinigung verschiedener chemischer Präparate im Groſsen, z. B. zu der Läuterung des Salpeters, zur Reinigung des Hirschhornsalzes u. d. m., theils hat man sie dazu angewandt, schlechtes Wasser wieder gut zu machen. Zu diesem Behufe hat man in Paris eine Art von Filtrir-Maschine erfunden, die ihrem Zwecke recht gut entspricht, die aber das Zutrauen, welches sie verdient, beinahe gänzlich verloren hatte, weil ihre Erfinder, Smith und Cuchet glaubten, die reinigende Wirkung der Kohle höre niemals auf, und weil sie dieselbe daher für unveränderlich ausgaben. Die Einrichtung dieser Filtrir-Maschine ist folgende: Das Wasser wird zuerst durch einen Schwamm durchgeseihet, um es von Sand und anderen beigemengten Unreinigkeiten mechanisch zu befreien, und kommt dann in einen Raum, wo es chemisch gereiniget werden soll. Dieser Raum wird von mehreren über und in einander gesteckten cylindrischen Steinkrügen, wie Fig. 13. Tafel II., gebildet. a a ist ein kleiner Krug, der mit seinem Boden mitten in dem gröſseren b b befestiget ist und bei d ein Loch hat, welches

durch den Boden beider durchgeht. Ueber diesen kleineren Krug wird ein etwas gröſserer, c c, gestürzt, mit dem Boden nach oben, und so, daſs er mit seinem nach unten gekehrten Rande auf kleinen Erhöhungen aufruht, welche das Wasser ungehindert durchflieſsen lassen. Die Zwischenräume zwischen diesen Krügen werden mit grob zerstoſsener, wohl ausgebrannter Holzkohle und mit zerstoſsenem Feldspath oder Marmor angefüllt, die schichtenweise über einander liegen. Diese Vorrichtung nöthiget das Wasser, ehe es bei d herauslaufen kann, einen $2\frac{1}{2}$ Mal weiteren Weg zu machen, als die Höhe des äuſseren Krugs beträgt. Die Gestalt dieser Maschinen kann übrigens sehr mannichfaltig sein. Da sie leicht aus einander genommen werden können, ist es am besten, die Filtrirmasse auszuwechseln, wenn sie nach einiger Zeit durch Gebrauch ihre reinigende Kraft verloren hat. Dergleichen Apparate sind auf der See sehr brauchbar, wenn das Trinkwasser zu faulen anfängt. Es wird nach einer einzigen Durchseihung gut und trinkbar, fault aber nach einiger Zeit gewöhnlich wieder, was man indessen durch Aufkochen verhindern kann.

Wenn man Wasser mit Kohlenpulver gemengt aufbewahrt, so fault es nicht, oder wenigstens höchst selten, und man bedient sich daher jetzt zur See zur Aufbewahrung des Wassers mit dem gröſsten Nutzen Holzfässer, welche vor dem Binden inwendig gut verkohlt worden sind. Diese glückliche Entdeckung wurde von Berthollet gemacht. In diesem Falle scheint die Kohle vielmehr dem Anfange der Verfaulung vorzubeugen, oder sie abzuhalten, als das bereits verfaulte allmählig wieder herzustellen.

Die Kohle von thierischen Körpern übertrifft in den angeführten Eigenschaften, die Kohle von vegetabilischen Körpern. Man gebraucht hierzu entweder in verschlossenen Gefäſsen stark durchgebrannte Knochen (sogenannte Beinschwärze), oder, wenn die darin enthaltene Knochenerde schädlich sein sollte, verdünnt man Blut, mit zweimal so vielem Wasser, dem Volumen nach, coagu-

lirt dasselbe durch Kochen und verkohlt das Coagulum bei strenger Hitze in verschlossenen Gefäſsen. Die beste von allen Kohlen ist jedoch die, welche bei Bereitung des Berlinerblaues nach dem Auslaugen der Blutlauge auf dem Filtrum zurückbleibt. Sie macht jetzt in Frankreich einen Handelsartikel aus, und wird ziemlich theuer bezahlt, weil sie beim Sieden des Runkelrübenzuckers dem Syrup die Farbe benimmt. Vermuthlich wirkt diese Kohle hauptsächlich wegen ihrer feinen mechanischen Zertheilung viel vortheilhafter, als jede andere.

Vermöge der Eigenschaft der Kohle, verschiedene durch Fäulniſs gebildete Stoffe in sich aufzunehmen, kann man auch der Fäulniſs organischer Körper, wenn man sie mit Kohle umgiebt, vorbeugen. Man hat z. B. Fleisch zwischen dicke Schichten von Kohlenpulver in luftdichten Gefäſsen eingepackt, und dann mehrere Monate lang bei + 10° Wärme stehen lassen. Wenn man das Fleisch wieder herausnahm, fand man es vollkommen frisch, und erst nachdem es mehrere Tage der Luft ausgesetzt gewesen war, fing es an in Fäulniſs überzugehen. Man benutzt auch in der Haushaltung diese Eigenschaft der Kohle oft bei Aufbewahrung thierischer Körper.

2) Die Eigenschaft der Holzkohle, und der porösen Körper im Allgemeinen, in ihren Poren die Gase bis auf einen gewissen Grad zu condensiren.

Wenn man glühende Kohle in einem luftdicht verschlossenen Gefäſse erkalten läſst, oder während sie noch glühend ist, in Quecksilber eintaucht, so erhält sie dadurch die Eigenschaft, die Gasart, in welche sie nachher gebracht wird, einzusaugen und gewöhnlich ihr mehrfaches Volumen davon in sich aufzunehmen. Dieses Verhalten wurde zuerst von Fontana bemerkt, dann durch Versuche von Rouppe, Morozzo und Norden bestätiget, die Ursache davon aber erst neuerlich durch Saussure untersucht.

Er stellte seine Versuche mit Kohle vom Buchsbaumholze an, die er nach starkem Glühen unter Quecksilber

ablöschte. Sie absorbirte, bei 12° und 26,895 Barometerstand, von nachfolgenden Gasen so vielmal ihr eigenes Volumen, als die beigesetzten Zahlen anzeigen; nämlich Ammoniakgas 90; salzsaures Gas 85; schweflichtsaures Gas 65; Schwefel-Wasserstoffgas 55; gasförmiges Stickstoff-Oxydul 40; kohlensaures Gas 35; Kohlen-Wasserstoffgas im Maximum 35; Kohlen-Oxydgas 9,42; Sauerstoffgas 9,25; Stickstoffgas 7,5; Wasserstoffgas 1,75. Von dem Stickstoff-Oxydgas nahm sie ein 38faches Volumen auf, zerlegte es aber zum Theil. Nach 24 bis 36 Stunden hört alle Absorption auf, ausgenommen beim Sauerstoffgas, welches unaufhörlich, jedoch im abnehmenden Verhältnisse, eingesogen wird und dabei kohlensaures Gas bildet, welches die Kohle an sich behält. Dessen ungeachtet geht die Absorption des Sauerstoffgases in einem ganzen Jahre nicht weiter, als bis ungefähr zum 14fachen Volumen der Kohle.

Ist die Kohle von Feuchtigkeit durchzogen, so vermindert sich ihr Vermögen, Gase einzusaugen, um ein Bedeutendes, so daſs sie nunmehr nicht halb so viel mehr aufnehmen kann, und gieſst man Wasser auf eine mit Gas gesättigte Kohle, so läſst sie einen Theil davon wieder fahren. Vom kohlensauren Gase läſst die Kohle 17 Volumina fahren, und behält nur 18 zurück; vom Sauerstoffgas giebt sie $3\frac{1}{4}$, vom Stickstoffgas $6\frac{1}{2}$, vom Wasserstoffgas $1\frac{1}{10}$ Volumina wieder von sich; das Uebrige bleibt in der feuchten Kohle zurück. Während daſs die Gasarten von der Kohle eingesogen werden, entsteht durch ihre Verdichtung Wärme, so daſs das Thermometer um mehrere Grade steigt, und dieſs geschieht um so merklicher, je schneller und stärker die Einsaugung vor sich geht. Wird diese Kohle unter die Luftpumpe gebracht, so giebt sie das Gas wieder von sich, es entsteht Kälte, und man kann unter der Luftpumpe eine gewöhnliche Kohle so luftfrei machen, daſs sie, in ein Gas gebracht, fast eben so viel davon einsaugt, als ob sie geglüht worden wäre.

Die eingesogenen Gasarten können durch Hitze aus

der Kohle wieder ausgetrieben werden, und man findet sie durch ihren Aufenthalt in der Kohlenmasse nicht im mindesten verändert. In einer dünneren Atmosphäre saugt die Kohle dem Gewicht nach eine geringere, dem Volumen nach aber eine gröſsere Menge Luft ein, wenn man das Volumen der Kohle mit dem Volumen der Luft in ihrem verdünnten Zustande vergleicht. So verschluckte z. B. Buchsbaumkohle bei 27 Zoll Barometerhöhe $34\frac{1}{2}$ Mal ihr Volumen kohlensaures Gas, bei $9\frac{3}{4}$ Zoll Barometerhöhe hingegen 69 Mal. Diese Eigenschaft beruht daher nicht auf chemischer Verwandtschaft, sondern ist eine mechanische Erscheinung. Durch welche Kraft dieselbe aber hervorgebracht wird, ist noch nicht ausgemittelt.

Diese Eigenschaft, in den Poren Luftarten einzusaugen und zusammenzudrücken, ist aber der Kohle nicht allein eigenthümlich, sondern kommt allen porösen Körpern gemeinschaftlich zu. Jedoch erleidet sie mancherlei Veränderungen, nicht allein durch die Gröſse und Anzahl der Poren, sondern auch durch die chemische Beschaffenheit des porösen Körpers, so daſs ungleichartige Substanzen nicht nur überhaupt ungleiche Mengen Gas verdichten, sondern auch manche Körper gewisse Gasarten in gröſseren relativen Verhältnissen, als andere Körper, condensiren; z. B. poröses Holz verdichtet, im Verhältniſs seines allgemeinen Absorptions-Vermögens, mehr Wasserstoffgas als andere Körper. Die Gröſse der Poren hat vielen Einfluſs auf die Quantität der Absorption; zu groſse, oder zu kleine Poren verhindern dieselbe gänzlich: z. B. Kohle von Kork hat so groſse Poren, daſs sie gar nichts absorbirt; fichtene Kohle hat gröſsere Poren, als Buchsbaumkohle, und verdichtet daher kaum mehr, als halb so viel Gas, wie diese. Das Pulvern zerstört eine Menge Poren und vermindert die Absorption.

Der Graphit ist so dicht, daſs er nichts condensirt. Saussure hat gefunden, daſs verschiedene poröse Fossilien, z. B. Meerschaum, Klebschiefer von Menil-Montant, Asbest u. d. m., ferner verschiedene Holzarten, Wollen- und Seidenzeuche, aus welchen man die Luft unter der

Luftpumpe ausgepumpt hat, Gasarten bis zu ihrem mehrfachen Volumen condensiren, jedoch in geringeren Verhältnissen als Buchsbaumkohle, auch von einem Gase relativ mehr, als von dem anderen.

Wenn poröse Körper mit gemengten Gasarten in Berührung gebracht werden, so werden die letztern nach dem zusammengesetzten Verhältnisse ihrer Anziehung zu dem porösen Körper von diesem eingesogen. Am besten wird dieſs bemerklich, wenn man eine Kohle, die schon mit einem Gase gesättigt ist, in ein anderes Gas bringt, wodurch dieses sich in die Kohle eindrängt, und einen Theil von dem vorher darin aufgenommenen Gase heraustreibt. Das Volumen der Gasart, welches durch eine andere aus der Kohle ausgetrieben wird, ist verschieden, und hängt von dem Verhältnisse ab, in welchem die beiden Gasarten in dem nicht absorbirten Rückstande sich befinden. Je gröſser die Menge des austreibenden Gases ist, desto mehr treibt es auch von einem anderen Gase aus; doch kann ein Gas niemals das andere völlig austreiben. Manche Gasarten werden in Gesellschaft mit einander mehr verdichtet, als ein einzelnes von ihnen für sich; z. B. Sauerstoff- und Wasserstoffgas, kohlensaures Gas und Sauerstoffgas; es bildet sich aber dabei nicht einmal eine theilweise Verbindung zwischen zwei solchen Gasen, sondern das Sauerstoff- und Wasserstoffgas z. B. können, ohne eine Spur von gebildetem Wasser zurückzulassen, durch Wärme wieder verjagt werden. Hiervon machen jedoch das Schwefel-Wasserstoffgas und Sauerstoffgas eine Ausnahme, die, wenn sie zusammen von Kohle eingesogen werden, nach Thenard's Versuchen, Wasser bilden und Schwefel in der Kohle absetzen.

Man hat schon längst gewuſst, daſs poröse und gepulverte Körper das Vermögen besitzen, selbst in trockener Luft Feuchtigkeiten einzusaugen. Kohle nimmt sehr viel davon auf, und es ist bei chemischen Arbeiten oft recht schwierig, eine geglühte poröse Masse so zu wiegen, daſs sie nicht während des Wiegens selbst in der trockensten Luft am Gewichte zunimmt. Dieſs wird durch das

Angeführte erklärt. Die Luft enthält gasförmiges Wasser, das der poröse Körper verdichtet, und weil dasselbe leicht flüssig wird, so wird es in weit gröſserer Gewichtsmenge als permanente Gasarten, condensirt. So hat auch die Erfahrung bewiesen, daſs das Gas von Alkohol und Aether in weit gröſserem Verhältnisse, als z. B. kohlensaures Gas, welches permanent ist, verdichtet wird.

Diese Umstände dienen auch zur Erklärung einer von unsern Köhlern schon längst bemerkten Erscheinung, daſs nämlich Kohle, welche an der Luft liegt, um 10 bis 20 Prozent am Gewichte zunimmt. Dieser Zuwachs rührt sowohl von der atmosphärischen Luft her, welche die Kohle einsaugt und in ihren Poren zusammendrückt, als auch vom Wassergas, welches aus der Luft in groſser Menge absorbirt und verdichtet wird. Wenn man diese Kohle erhitzt, so giebt sie Luft und Wasser wieder von sich; jedoch werden beide bei schneller Erhitzung leicht zerlegt, so daſs die Gasarten, die man erhält, aus kohlensaurem Gase, Kohlen-Wasserstoffgase, Kohlen-Oxydgase und Stickstoffgase bestehen.

Kohlen-Wasserstoff.

Kohlenstoff und Wasserstoff können sich in zwei verschiedenen Verhältnissen vereinigen und die daraus entstehenden Verbindungen sind gasförmig.

1) Kohlen-Wasserstoffgas mit der geringern Menge Kohle (gewöhnliches Kohlen-Wasserstoffgas). Beim Destilliren mancher organischen Körper kommen, auſser Wasser und brenzlichem Oele, eine Menge stinkende Gasarten zum Vorschein, welche theils aus Kohlensäure, theils aus Kohlen-Wasserstoffgas, und theils aus Kohlen-Oxydgas bestehen. Von dem kohlensauren Gase kann das Kohlen-Wasserstoffgas durch Umschütteln mit Kalkwasser leicht befreit, vom Kohlen-Oxydgas aber nur mit groſser Schwierigkeit gereiniget werden.

Wenn man Kampher, Alkohol oder Naphta in einer

kleinen Glasretorte erhitzt, und die Dämpfe durch eine glühende Röhre von Glas, Porzellan oder Kupfer leitet; so erhält man ebenfalls ein Gemenge von diesen Gasarten, nämlich Kohlensäure, Kohlen-Oxydgas und Kohlen-Wasserstoffgas. — Man erhält diese Gasart auch, wenn man schwefelfreie und trockene Steinkohle für sich destillirt, und das Gas, ehe man es aufsammelt, durch ein glühendes Rohr leitet. Es enthält jedoch stets ein wenig Kohlen-Oxydgas, welches bei allen diesen Versuchen erzeugt wird. Die ungleiche Menge desselben macht, dafs das erhaltene Gasgemenge auch eine ungleiche Quantität Sauerstoffgas zum Verbrennen erfordert und daher auch eine ungleiche Menge Kohlensäure giebt *).

Als die beste bis jetzt bekannte Art, dieses Gas zu erhalten, wird folgendes Verfahren angegeben. In stehenden Wassern, die sich auf lockeren, morastigen Boden befinden, und in welchen dieses Gas durch die Zerstörung organischer Körper gebildet wird, stürzt man eine mit Wasser gefüllte Flasche um, in deren Oeffnung ein weiter Trichter befestiget ist, und rührt dann mit einem Stocke den Boden auf, wodurch Luftblasen emporsteigen, die

*) Dieser Umstand hat verschiedene Chemiker verleitet, solche Gasgemenge als Kohlen-Wasserstoff-Gasarten von ungleichem Kohlenstoffgehalte zu betrachten. Man hat z. B. geglaubt, dafs das Gas, welches man erhält, wenn Wasserdämpfe durch glühende Kohlen geleitet werden (wenn z. B. ein Flintenlauf Fig. 7. Taf. II. mit Kohlenpulver gefüllt wird), Kohlen-Wasserstoffgas sei; es enthält aber im Gegentheil nur wenig von diesem Gas, und besteht hauptsächlich aus reinem Wasserstoffgas, welches mit Kohlen-Oxydgas gemengt ist. 100 Theile desselben (dem Volumen nach) nehmen beim Verbrennen nur 10 Theile Sauerstoffgas mehr, als das reine Wasserstoffgas, also nur 60 Theile Sauerstoffgas auf, und geben doch 35 Theile kohlensaures Gas. Es besteht nach Henry's Versuche aus 5 Theilen Kohlen-Wasserstoffgas, 25 Theilen Kohlen-Oxydgas und 70 Theilen reinem Wasserstoffgas. Neuerdings sind diese unrichtigen Vorstellungen noch mehr berichtiget worden, seitdem man gefunden hat, dafs das Kohlen-Oxydgas vom Kalium zerlegt wird, dafs dabei Kali mit Kohle gemengt entsteht, und das Gas condensirt wird. Auf diese Weise kann man dieses Gas stets vom Kohlen-Wasserstoffgase scheiden, weil letzteres von jenem brennbaren Metalle nicht angegriffen wird.

man mittelst des, gerade über der aufgerührten Stelle gehaltenen Trichters auffängt und in die Flasche steigen läſst. Dieſs setzt man an mehreren Stellen fort, bis die Flasche gefüllt ist, und schüttelt dann das Gas mit Kalkwasser um, damit es von der Kohlensäure befreit werde. Gewöhnlich enthält es auſserdem auch noch etwas atmosphärische Luft.

Das Kohlen-Wasserstoffgas besitzt einen unangenehmen Geruch; ist schwerer als reines Wasserstoffgas, aber leichter als atmosphärische Luft. Sein eigenthümliches Gewicht verhält sich zu dem der letztern, wie 0,5590 : 1,000.

Sein Vermögen das Licht zu brechen, verhält sich gegen das Brechungs-Vermögen der Luft = 2,0927 : 1,000. 100 Theile Kohlen-Wasserstoffgas (dem Volumen nach) erfordern zu ihrer völligen Verbrennung 200 Theile Sauerstoffgas und geben dabei 100 Theile kohlensaures Gas und ein wenig Wasser. Es besteht sonach aus 75,15 Theilen Kohlenstoff und 24,83 Theilen Wasserstoff. Es brennt mit einer schwachen blauen Flamme, die nicht erleuchtet. Durch wiederholte elektrische Schläge wird es zerlegt, setzt dabei seinen Kohlenstoff ab, und zuletzt bleibt ein doppeltes Volumen Wasserstoffgas zurück. Dieselbe Zerlegung erleidet dasselbe, wenn man es durch ein stark glühendes Rohr öfter hin- und herstreichen läſst. Im Wasser ist es schwer löslich; 14 Cubikzoll Wasser nehmen nur 1 Cubikzoll davon auf. Es verbindet sich weder mit Alkalien, noch mit Erdarten, schlägt die Metallsalze nicht nieder, und zeigt keine Eigenschaften einer Säure.

Dieses weniger Kohlenstoff enthaltende Kohlen-Wasserstoffgas kommt oft in Steinkohlenflötzen, und zwar in einem sehr zusammengedrückten Zustande, in den Klüften derselben eingeschlossen, vor. Wenn man beim Arbeiten in Steinkohlengruben solchen Klüften nahe kommt, so öffnen sie sich und das Gas fängt an heraus zu strömen, um sich mit der Atmosphäre ins Gleichgewicht zu setzen, was oft mehrere Wochen dauern kann. Das Gas hat an sich keinen gefährlichen Einfluſs auf die Gesund-

heit der Arbeiter; allein, wenn es sich bis auf einen gewissen Grad mit der atmosphärischen Luft gemischt hat, wird es durch die Lampen der Arbeiter entzündet, explodirt mit großer Gewaltsamkeit und tödtet die Arbeiter. Davy hat inzwischen ein Mittel entdeckt, solchen Unglücksfällen vorzubeugen, welches darin besteht, daß man die Flamme der Lampe mit einem dichten Gewebe von Messingdrath umgiebt. Ist das Gas explodirend, so entsteht zwar innerhalb des Drathgeflechtes eine Verpuffung; allein, weil das Gas vom Metalle abgekühlt wird, kann sich die Entzündung dem Gase außerhalb des Gewebes nicht mittheilen. Die nähere Beschreibung dieser merkwürdigen Entdeckung wird man im 3ten Theile dieses Lehrbuchs unter dem Artikel Lampe finden.

2) Kohlen-Wasserstoffgas mit der größeren Menge Kohle (*Gaz oléfiant*, ölbildendes Gas). Man erhält diese Gasart, wenn man 1 Theil Alkohol und 4 Theile concentrirte Schwefelsäure in einer Retorte unter einander mengt, in deren Hals zum Auffangen des Gases ein krummes Rohr eingekittet ist. Das Gas entwickelt sich sogleich in kleinen Bläschen, die noch häufiger zum Vorschein kommen, wenn die Masse gelinde erwärmt wird, wodurch man das Gas in großer Menge erhält. Es ist sehr oft mit schwefelsaurem Gase verunreiniget, von welchem es durch Umschütteln mit Wasser oder Kalkwasser befreit werden kann. Die gegenseitige Einwirkung des Alkohols und der Schwefelsäure auf einander, durch welche die Entwickelung des Gases verursacht wird, werde ich weiter unten, bei Beschreibung der Naphta-Arten, auseinandersetzen.

Das ölbildende Gas ist beinahe so schwer wie die atmosphärische Luft; die specifischen Gewichte beider verhalten sich, nach Saussure wie 0,9852 : 1,000. Nach der Zusammensetzung berechnet, würde dieses Gas 0,9804 spec. Gew. haben. Sein Vermögen, das Licht zu brechen, verhält sich zu dem der Luft = 1,8186 : 1,0000. Seine specifische Wärme ist, mit der Luft verglichen, dem Volumen nach = 1,553, dem Gewichte nach = 1,5763;

1,5763; und mit gleichem Gewichte Wasser verglichen = 0,4207.

Läſst man es in die atmosphärische Luft ausströmen und entzündet es, so brennt es mit einer helleren Flamme, als irgend ein Kerzen- oder Lampenlicht, und man sieht aus der Gleichheit seiner Flamme mit der eines brennenden Lichts, daſs es vornehmlich die Bildung dieses Gases im Dochte des brennenden Lichts ist, welche die leuchtende Flamme desselben verursacht, wie weiter unten, bei Erklärung des Verbrennens in atmosphärischer Luft, näher gezeigt werden wird.

Vermischt man dieses Gas mit seinem dreifachen Volumen Sauerstoffgas und verbrennt es damit, so erhält man ein doppeltes Volumen kohlensaures Gas und ein wenig Wasser. Allein diese Verdoppelung des Volumens ist mit einer so gewaltsamen Explosion verbunden, daſs die stärksten Röhren, die man bisher dazu angewandt hat, stets mit Heftigkeit zersprengt worden sind. Will man daher die Produkte der Verbrennung des Gases bestimmen, so muſs dieſs auf eine andere Weise geschehen.

Dieses Gas besteht aus 14,16 Theilen Wasserstoff und 85,84 Theilen Kohlenstoff, und der Wasserstoff ist darin mit doppelt so viel Kohle, als im vorherigen Gase, verbunden.

Sowohl dieses, als das erste Kohlen-Wasserstoffgas wird durch schnell auf einander folgende elektrische Schläge zerlegt; der Wasserstoff wird frei, der Kohlenstoff aber niedergeschlagen, wobei sich das Volumen des Gases verdoppelt. Es wird leichter, als das vorhergehende im Wasser aufgelöst; 100 Cubikzoll Wasser nehmen 15,3 Cubikzoll Gas auf. Es kann lange ungestört aufbewahrt werden, und wird durch Säuren, Alkalien oder Phosphor nicht verändert. Mengt man das Gas mit oxydirtem salzsauren Gase, so verschwinden beide Gase augenblicklich, und es bildet sich statt ihrer ein grauliches Oel. Daher hat das Gas seinen Namen erhalten. Hat man das rechte Verhältniſs zwischen beiden Gasen getroffen, und sind beide rein, so verschwinden sie ohne Rückstand von Luft.

Setzt man zuviel oxydirt salzsaures Gas hinzu, so wird das Oel dick und sinkt im Wasser unter; sonst schwimmt es oben auf und nimmt einen angenehmen Geruch und süfslichen Geschmack an, wenn man die Säure durch Auswaschen mit einer schwachen Lauge von einem kohlensauren Alkali daraus entfernt hat. Das Oel wird zu einem kleinen Theile im Wasser aufgelöst, das davon dessen Geruch annimmt.

Wird dieses Gas durch eine glühende Röhre geleitet, so erhält man Wasserstoffgas und in der Röhre setzt sich schwarze Kohle ab. Läfst man es durch eine Röhre mit geschmolzenem Schwefel gehen, so wird der Schwefel im Wasserstoff aufgelöst, bildet Schwefel-Wasserstoffgas und die Kohle schlägt sich auf dem ungelösten Schwefel nieder, welcher davon schwarz wird. Wenn Dämpfe von Alkohol, Naphta, und insbesondere von Kampher durch glühende Röhren von Steingut oder durch Glasröhren geleitet werden, in welche Thon, Alaun oder Quarz eingelegt worden ist; so erhält man, neben dem zuerst beschriebenen Kohlen-Wasserstoffgase, auch eine kleine Menge von diesem, welches sich leicht durch oxydirte Salzsäure entdecken läfst, wodurch es sich sogleich in Oel verwandelt, das weniger kohlenhaltige Gas aber zurückbleibt, und von der oxydirten Salzsäure nur langsam zersetzt wird.

Ehe ich diese Gasarten verlasse, mufs ich noch etwas über deren Anwendung in der Oeconomie sagen, die in den letzten Jahren sich sehr verbreitet hat, und vorzüglich in England zu vieler Vollkommenheit gebracht worden ist. Man destillirt nämlich Steinkohle in eigenen gufseisernen Gefäfsen bis zum Rothglühen, und leitet das Gas, welches sich dabei entwickelt, durch ein Gemenge von Kalk und Wasser, durch welche das Schwefel-Wasserstoffgas und kohlensaure Gas verschluckt wird. Das übrig bleibende Gas ist nun ein Gemenge der beiden Kohlen-Wasserstoffarten mit etwas Kohlen-Oxydgas, dessen leuchtende Eigenschaft beim Verbrennen einzig und allein von der Menge des darin enthaltenen ölbildenden Gases ab-

hängt. Dieses Gasgemenge wird in groſsen Gasbehältern aus Eisenblech über Wasser gesammelt, aus welchen es dann durch einen ganz gelinden Druck von $\frac{3}{4}$ Zoll Wasserhöhe durch luftdichte Röhren zu der Stelle geleitet wird, wo es entzündet werden und brennen soll, die oft sehr weit entlegen sein kann. Das Verfahren, die bei der Destillation organischer Stoffe sich entwickelnden Gasarten zu benutzen, wurde im Groſsen zuerst von dem Franzosen Lebon angewandt, welcher seine Vorrichtung dazu eine Thermolampe nannte. Er entwickelte die Gasarten aus Holz. Der Engländer Murdoch wendete Steinkohle statt des Holzes dazu an, die mehr leuchtendes Gas und bei der Destillation weniger stinkende Nebenprodukte giebt. Man nennt nunmehr diese Art zu beleuchten ziemlich allgemein: die Gasbeleuchtung *).

Da Oele, Talg und Wachs mehr ölbildendes Gas als andere Körper liefern, so hat der Engländer Taylor einen Apparat erfunden, der so eingerichtet ist, daſs schlechtes Oel, welches sonst in Lampen nicht gut brennt, tropfenweise in ein schwach glühendes Rohr von Guſseisen flieſst und hier zerlegt wird, aus welchem dann das Gas in einen Behälter geleitet wird, und nachher, unter ähnlichen Vorrichtungen, wie das Steinkohlengas angebrannt werden kann; nach Taylor's Versicherung soll diese Beleuchtung vortheilhaft sein.

Henry hat gezeigt, daſs die verschiedenen Steinkohlenarten auch verschiedene Mengen ölbildendes Gas geben, und daher für die Gasbeleuchtung nicht von gleicher Brauchbarkeit sind, indem z. B. die englische Cannel-Kohle $\frac{1}{3}$ mehr Licht, als die gewöhnliche Steinkohle, giebt. Im Anfange der Arbeit erhält man ein gröſseres Verhältniſs von ölbildendem Gase, als gegen den Schluſs, weil das Gas bei höherer Temperatur seinen Kohlenstoff

*) Ueber die beste Einrichtung der Gasbeleuchtungs-Apparate und über den groſsen Umfang, welchen diese Beleuchtungsart in England gewonnen hat, sind Accum's Schriften nachzulesen, welche Lampadius für Deutschland bearbeitet hat.

bis zu einem gewissen Grade verliert. Die Menge des ölbildenden Gases macht bei der Cannel-Kohle anfangs 16 Procent von dem Volumen des Gases aus, zuletzt aber nur 6 bis 4 Procent. Die gewöhnliche Steinkohle giebt anfangs 10 Procent, gegen den Schlufs nur noch 2 Procent und zuletzt gar kein ölbildendes Gas mehr. Die Anwendung des Oels zur Gasbeleuchtung scheint den Vortheil mit sich zu führen, dafs es ganz in der Macht des Arbeitenden steht, durch Anwendung eines heftigen oder geringeren Hitzgrades die möglich gröfste Menge ölbildendes Gas hervorzubringen.

Pfaff hat gefunden, dafs diese brennbaren Gasarten, wenn man sie mit ihrem 2 bis $2\frac{1}{4}$ fachen Volumen Sauerstoffgase mischt, im Neumannschen Gebläse noch mit gröfserem Vortheile, als reines Wasserstoffgas, gebraucht werden können, weil sie eine noch höhere Temperatur hervorbringen und eine gröfsere Menge von Knallgas auf einmal angewendet werden kann, indem diese Gasarten weniger leicht entzündlich sind, als das reine Wasserstoffgas, und daher, ohne Gefahr einer Explosion, ein weiteres Ausmündungsrohr gebraucht werden kann.

Stickstoff-Kohlenstoff.

Der Kohlenstoff kann sich mit Stickstoff verbinden und damit eine eigene selbstständige Gasart bilden, die neuerlich von Gay-Lussac entdeckt worden ist, der ihr den Namen Cyanogen (Blaustoff) gegeben hat, weil sie das Radikal der Blausäure, oder derjenigen Säure ist, welche mit Eisen das Berlinerblau giebt. Da die Eigenschaften desselben mit der Blausäure in naher Berührung stehen, so werde ich es bei dieser genauer beschreiben.

Schwefel-Kohlenstoff.

Bei höherer Temperatur vereiniget sich der Schwefel mit Kohlenstoff in mehreren ungleichen Verhältnissen und bildet Schwefel-Kohlenstoff in fester, flüssiger und Gasgestalt.

Aus einem Gemenge von Schwefel und Kohlenpulver, die man einer höheren Temperatur aussetzt, kann diese Verbindung nicht erhalten werden, weil sich der Schwefel schon bei einer geringeren Temperatur, als zu dieser Verbindung erfordert wird, verflüchtiget; man muſs daher Schwefeldämpfe über glühende Kohle streichen lassen. Man füllt deſshalb eine Röhre von Porzellan, Fig. 14. Taf. II. c d, oder eine gut beschlagene Glasröhre, mit gut ausgebrannter Holzkohle, und kittet an dem einen Ende derselben eine Glasröhre a b ein, deren Oeffnung a luftdicht mit einem Korke verschlossen ist, durch welchen ein Stempel e von dickem Eisendrathe hineingeschoben werden kann. In die Röhre werden vom Korke an bis b kleine passende Schwefelstangen eingelegt. Am anderen Ende der Porzellanröhre wird eine andere, wie f gekrümmte, Glasröhre eingesetzt, die zu einer tubulirten, mit eiskaltem Wasser angefüllten Flasche niederführt, aus deren zweiter Oeffnung eine, zu Gasversuchen gehörig gebogene Glasröhre nach der Wanne geleitet wird. Die Porzellanröhre wird nun bis zum völligen Rothglühen erhitzt, worauf man anfängt, den Schwefel in der glühenden Röhre nach und nach mit dem Stempel vorwärts zu schieben. Der Schwefel verwandelt sich nun in Dämpfe, die sich mit der glühenden Kohle verbinden, und einen flüchtigen Körper, den Schwefel-Kohlenstoff, bilden, der aus der Röhre heraustritt, und sich unter Wasser in der Flasche sammelt. Man muſs Acht darauf haben, daſs nicht etwa zu viel oder zu wenig Schwefel auf einmal die Kohle trifft. Denn tritt zu wenig Schwefel hinzu, so wird fast nichts von der flüchtigen Feuchtigkeit gebildet; wenn man dagegen zu viel Schwefel auf einmal über die Kohle streichen läſst, so erhält man in der Röhre eine gelbliche, theils teigige, theils feste und krystallisirte Masse, die sich allmählig im kälteren Theile der Röhre anhäuft, diese verstopft und den Versuch miſsglücken läſst. Während des Versuchs entwickelt sich zugleich eine geringe Menge von einer eigenen beständigen Gasart, dem Schwefel-Kohlenstoffgase. Bedient man sich

dazu, statt gut ausgebrannter Holzkohle, gewöhnlicher ungebrannter Kohle, so erhält man, aus leicht begreiflichen Ursachen, zugleich eine Menge Schwefel-Wasserstoffgas.

Dieser Versuch gelingt nicht immer gleich gut und liefert unter verschiedenen, noch nicht gehörig ausgemittelten Umständen, sehr verschiedene Quantitäten von diesem Gase. Am leichtesten erhält man es, wenn man in einem Ofen eine, mit gut ausgebrannter Holzkohle gefüllte Porzellanröhre in etwas schiefer Richtung, nämlich so befestiget, daſs von den beiden Enden der Röhre, welche aus dem Ofen herausstehen, das eine $\frac{1}{2}$ Viertelelle höher, als das andere liegt. Von der unteren Oeffnung aus, leitet man eine weite Glasröhre in das Wasser nieder, und die obere wird mit einem Kork verschlossen. Wenn die Kohle im Innern der Röhre gut glüht, steckt man im oberen Ende Schwefel hinein und verkorkt es wieder. Der Schwefel schmilzt, rinnt durch die Kohle niederwärts, und bildet geschwefelten Kohlenstoff, der im Wasser gesammelt wird. Hört die Entwickelung auf, so steckt man ein neues Stück Schwefel in die Röhre, und fährt auf diese Weise fort. Man muſs hierbei stets darauf sehen, daſs ein Ueberschuſs von Schwefel durch das Rohr geht; denn auſserdem erhält man bloſs geschwefeltes Kohlenstoffgas, wovon sich nichts condensirt. Die gröſste Schwierigkeit bei dieser Arbeit ist, dem vorzubeugen, daſs das Rohr von dem durch die Kohle durchgegangenen und wieder auſserhalb des Ofens gerinnenden Schwefel, nicht verstopft wird.

Die Arbeit gelingt auch, wenn man den Schwefel aus einer Retorte in Dampfgestalt in glühende Kohlen hineintreibt, und dieses Verfahren hat den Vortheil, daſs die Vorlage nicht mit Schwefel angefüllt und verschlossen wird.

Man kann auch Schwefel-Kohlenstoff entwickeln, wenn man Schwefel-Antimon (*Antimonium crudum*) in einem Destillationsgefäſse mit Kohle glüht; man erhält ihn ganz rein von einem Ueberschusse an Schwefel, nur in

geringerer Menge; auch erfordert diese Arbeit eine höhere Temperatur und eine längere Unterhaltung des Feuers.

Man kann ihn auch bereiten, wenn man 4 Theile Schwefelkies (natürliches Schwefeleisen mit Ueberschuſs von Schwefel) mit 1 Theil oder etwas mehr gut ausgebrannter Kohle in einer Porzellan-Retorte destillirt. Dabei kommt alles darauf an, daſs beide Körper fein gepulvert und hinreichend durcheinander gemengt sind. Wenn man ein Gemenge von Wachs oder Zucker mit Schwefel destillirt, so erhält man, neben Schwefel-Wasserstoff, eine groſse Menge tropfbarflüssigen Schwefel-Kohlenstoff, der aber von brenzlichem Oele verunreiniget ist.

Der auf diese Weise erhaltene Schwefel-Kohlenstoff ist gelb, oder gelblichgrün, schwerflüssig und trübe. Er enthält noch Schwefel aufgelöst, von welchem er durch Destillation befreit werden muſs, wodurch er, bei ganz gelinder Wärme, völlig klar und farbenlos wird. Ist er nach dem Destilliren noch unklar; so rührt dieſs vom Wasser her, welches sich nach einigen Tagen absetzt. Er hat einen scharfen, stinkenden, etwas aromatischen Geschmack, und einen eklen Geruch, der dem Geruche des Schwefel-Wasserstoffs ähnlich, aber doch noch anders ist. Sein specifisches Gewicht ist 1,272 und sein Lichtbrechungs-Vermögen 1,645. In freier Luft kocht er bei + 42°, und bei + 12° verdunstet er mit solcher Kraft, daſs er eine Quecksilbersäule von 7,6 Zoll Höhe trägt, und die Luft, welche er sättiget, um $\frac{1}{4}$ ihres Volumens ausdehnt. Es ist noch nicht bekannt, daſs er bei irgend einem Kältegrade zum Erstarren gebracht werden könnte. Durch seine Verdunstung unter der Luftpumpe kann eine Kälte bis zu 60° hervorgebracht werden, wobei der unverdunstete Theil noch flüssig bleibt.

Der Schwefel-Kohlenstoff ist höchst entzündlich, bedarf dazu kaum der Temperatur des kochenden Quecksilbers, und fängt, wenn man ihm einen brennenden Körper nähert, schon in ziemlicher Entfernung Feuer. Er

brennt mit blauer Flamme, giebt dabei schweflichtsaures Gas und Kohlensäure, und entwickelt beim Verbrennen eine sehr hohe Temperatur. Er löst sich nicht im Wasser auf, dieses nimmt aber den Geruch von ihm an, und enthält wahrscheinlich einen Theil verschlucktes Gas von diesem Körper, so wie es auch andere Gase aufnimmt. Vom Alkohol und Aether wird er in allen Verhältnissen aufgelöst. Er läſst sich leicht mit fetten und flüchtigen Oelen mengen und löst den Kampher auf. Er wird von Luft und Wasser nicht zerlegt; wenn man ihn aber in einer verschlossenen Flasche mit ein wenig Wasser längere Zeit aufbewahrt, so daſs er von Luft und Wasser zugleich berührt wird, so wird er gelb, und das Wasser enthält Schwefelsäure, die Luft aber kohlensaures Gas. — Bei der gewöhnlichen Lufttemperatur wirkt er nicht auf die Metalle; wenn er in Dampfgestalt mit glühenden Metallen in Berührung kommt, so schwefeln sich diese auf seine Unkosten, und die Kohle schlägt sich auf den geschwefelten Metallen nieder. — Kalium, in Dämpfen von Schwefel-Kohlenstoff erhitzt, entzündet sich, verdichtet, unter Erscheinung von Feuer, den Schwefel, und bildet Schwefelkalium mit Kohle gemengt.

Leitet man Dämpfe von Schwefelkohlenstoff durch glühende Metalloxyde, so entsteht kohlensaures Gas, schweflichtsaures Gas, und die reduzirten Metalle werden geschwefelt. — Der Schwefelkohlenstoff löst den Schwefel auf; die Auflösung ist dunkel gelb und setzt beim Abdunsten den Schwefel in Krystallen ab. Er wird von Alkohol und Aether gefällt, wobei sich der Schwefel in nadelförmigen Krystallen absetzt. Schüttelt man die Auflösung des Schwefels im Schwefelkohlenstoff mit einem Blei- oder Silber-Amalgam, so nimmt das Metall den aufgelösten Schwefel auf. Der Schwefelkohlenstoff löst den Phosphor, und zwar in groſser Menge, nämlich bis zum 8fachen Betrage seines Gewichts, auf. Man hat angegeben, daſs diese Auflösung sich in der Luft von selbst entzünde; ich habe dieſs aber nicht gefunden. Sie wird von Alkohol gefällt, welcher den Phosphor ausscheidet.

Wenn man Schwefelkohlenstoff in Dampfgestalt über erhitzte Baryterde oder Kalkerde leitet, so wird er davon, unter Feuererscheinung, eingesogen. Der Kohlenstoff oxydirt sich, auf Kosten der Erde, zu Kohlensäure, welche von dem noch unzerlegten Antheil der Erde zurückgehalten wird. Das hergestellte metallische Radical der Erde, verbindet sich mit dem Schwefel, und man erhält ein Gemenge vom Schwefelmetall mit der kohlensauren Erde. Vom Schwefelkalium in Minimum wird der Schwefelkohlenstoff auf dem nassen Wege reichlich aufgelöst und theilt der Auflösung eine tiefe gelbe Farbe mit. Von caustischem Kali wird der Schwefelkohlenstoff langsam aufgenommen, der Kohlenstoff verbindet sich mit dem Sauerstoff des Kali's zu Kohlensäure, und der Schwefel mit dem Kalium zu Schwefelkalium, welches einen Antheil des noch unzerlegten Schwefelkohlenstoffs auflöst. Wenn man aber Dämpfe von Schwefelkohlenstoff bei anfangender Rothglühhitze über kohlensaures Kali leitet, so wird der Schwefelkohlenstoff zersetzt, und man bekommt ein Schwefelkalium, welches nach der Auflösung in Wasser den Kohlenstoff unaufgelöst zurückläſst. Mit diesen Auflösungen kann man aus mehreren Metall- und Erdsalzen eigene Verbindungen von Schwefelkohlenstoff mit Schwefelmetallen niederschlagen, wovon nur wenige beständig sind, die meisten aber sich nach einigen Stunden zerlegen.

Der Schwefelkohlenstoff besteht aus 84,23 Theilen Schwefel und 15,77 Theilen Kohlenstoff, oder aus 100 Theilen Schwefel und 18,72 Theilen Kohlenstoff. Dieses Verhältniſs ist so beschaffen, daſs, wenn der Kohlenstoff sich auf Kosten des Wassers oxydirt, dabei gerade soviel Wasserstoff frei wird, als zur Verwandlung des Schwefels in Schwefelwasserstoff erforderlich ist.

Der Schwefelkohlenstoff wurde von Lampadius entdeckt, welcher denselben zufällig bei Destillation eines Schwefelkieses mit Kohle erhielt, nachher aber nicht von neuem wieder hervorbringen konnte. Er nannte ihn Schwefel-Alkohol. Einige Zeit nachher entdeckten

ihn Clement und Desormes von neuem, und zugleich die Methode seiner Bereitung; sie fanden, daſs er aus Schwefel und Kohle zusammengesetzt sei. Berthollet d. J. suchte zu beweisen, daſs er keine Kohle, sondern Schwefel und Wasserstoff enthalte, und mehrere Chemiker nahmen an, er sei ein im Maximum geschwefelter Wasserstoff. Cluzel suchte darzuthun, daſs er Wasserstoff, Kohle, Stickstoff und Schwefel enthalte, den letztern aber in einem solchen Zustande, daſs er mehr Schwefelsäure als der gewöhnliche Schwefel gebe, und daſs dieser Schwefel ein Oxyd des Schwefelradikals sei, welches im Schwefelkohlenstoff enthalten sein sollte. Endlich bewiesen Berthollet d. Ä., Vauquelin und Thenard, daſs er aus Schwefel und Kohle ohne Wasserstoff bestehe, welches auch durch einige Versuche bestätiget wurde, die ich in Gesellschaft von D. Marcet in London anstellte.

Die bei der Bereitung des Schwefelkohlenstoffs übrig bleibende Kohle ist sehr zerfressen, und nicht mehr reine Kohle, sondern enthält vielen Schwefel. Der Schwefel hat nämlich den Wasserstoff daraus verjagt, (wodurch während der Arbeit viel geschwefeltes Wasserstoffgas gebildet wird), dabei die Stelle des Wasserstoffs eingenommen, und ein Supercarburetum des Schwefels gebildet, aus welchem der letztre durch Hitze nicht vertrieben werden kann. Verbrennt man es in einem Tiegel mit Salpeter, so erhält man unter den Produkten auch schwefelsaures Kali.

Schwefel-Kohlenstoffgas.

Wenn Schwefelkalium, (welches aus kohlensaurem Kali und Schwefel zusammengeschmolzen ist) mit gut ausgebrannter gepulverter Holzkohle gemengt, und in einer, mit dem Gasentwickelungsrohre versehenen Retorte (wie Fig. 1. Taf. II.) destillirt wird; so erhält man eine ansehnliche Menge eines specifischen Gases, das etwas nach Schwefelwasserstoffgas riecht, aber im Wasser ganz unauflöslich ist und nicht als Säure reagirt. Es ist entzündlich und

brennt mit Entwickelung von schweflichter Säure und Kohlensäure. Von gasförmigem Salzsäure - Superoxydul wird es augenblicklich zerstört, und ein Theil Schwefel dabei abgesetzt. Es soll keinen Wasserstoff enthalten, ist von Scheele entdeckt, seitdem aber fast nicht weiter untersucht worden, und verdient daher wohl eine nähere Prüfung.

Gekohlter Phosphor.

Wenn man Phosphor bereitet, verbindet sich ein Theil der zur Zerlegung der Phosphorsäure angewendeten Kohle mit Phosphor. Diese Verbindung schmilzt nicht wie der Phosphor, und wird erhalten, wenn man den in die Vorlage übergegangenen Phosphor in kochend heißem Wasser durch sämisch gegerbtes Ziegenleder preßt, wo der gekohlte Phosphor zurückbleibt. Er enthält noch ein wenig überschüssigen Phosphor, der durch Destillation bei gelinder Wärme ausgeschieden werden kann. Das in der Retorte zurückgebliebene ist die vollkommen gesättigte Verbindung der Kohle und des Phosphors. Er hat eine dunkel pomeranzengelbe Farbe, leuchtet nicht im Finstern, und verändert sich in der Luft bei gewöhnlicher Temperatur nicht. In bedeckten Gefäßen wird er bei der Glühhitze zerlegt, indem der Phosphor überdestillirt, die Kohle aber zurückbleibt. Der gekohlte Phosphor entzündet sich in der Luft bei höherer Temperatur, verbrennt, und läßt eine mit Phosphor umgebene Kohle zurück.

Phosphor - Kohlenoxydgas.

Bei der Bereitung des Phosphors geht gegen das Ende der Arbeit, neben der Kohlensäure, noch eine eigene beständige, brennbare Gasart über, welche durch Umschütteln mit Kalkwasser von dem ihr anhängenden kohlensauren Gase befreit werden kann. Sie hat einen unangenehmen Geruch, wird vom Wasser nicht aufgelöst,

von Alkalien und Erdarten nicht verändert, brennt in der Luft mit einer hellen, phosphorähnlichen Flamme, schlägt Gold, Silber und Platin aus ihren Auflösungen in metallischer Gestalt nieder, und verliert ihren Phosphorgehalt, wenn man sie mit Schwefelsäure, Salpetersäure oder oxydirter Salzsäure umschüttelt. Sie scheint aus einer Verbindung des Phosphors mit Kohlenoxydgas, und vielleicht etwas Wasserstoffgas zu bestehen. Sie nimmt einen ziemlichen Theil Phosphor in sich auf, und vermindert daher das Quantum desselben, welches man außerdem erhalten würde, bedeutend. Man hat daher versucht, sie in einem Apparate zu verbrennen, wo man die dabei gebildete Phosphorsäure auffangen kann.

Nach Grotthuſs erhält man ein ähnliches Gas, wenn man Phosphor in einer Auflösung von Kali im Alkohol kocht. Dieses Gas entzündet sich aber nicht von selbst, und wird sowohl von rauchender Salpetersäure, als auch von Salpetergas, welches mit Sauerstoffgas gemengt ist, so wie vom Superoxydul der Salzsäure entzündet. Es giebt Kohlensäure und Phosphorsäure.

6. Boracium; Boron.

Dieser Körper, welcher das brennbare Radikal der Boraxsäure ausmacht, wurde in England von Davy, in Frankreich von Thenard und Gay-Lussac entdeckt. Man erhält ihn auf die Weise, daſs man geschmolzene Boraxsäure mit gleichen Gewichtstheilen Kalium in einem verschlossenen Glasgefäſse erhitzt, wobei das Kalium mit dem Sauerstoffe der Boraxsäure Kali bildet und das Boron frei dargestellt wird. Die Reduktion erfolgt mit groſser Heftigkeit und mit Erscheinung von Feuer. Man erhält eine graue erdartige Masse, die aus Kali, boroxsaurem Kali und Boron zusammengemengt ist. Wasser zieht die beiden ersteren aus, und läſst das Boron ungelöst zurück, welches nun gewaschen und getrocknet wird.

Das Boron ist in dieser Gestalt eine pulvrige, sehr dunkel olivenfarbige Masse; das Pulver ist nicht hart,

ritzt das Glas nicht und ist kein Leiter für Elektricität. Es wird bei höherer Temperatur im luftleeren Raume oder im Wasserstoffgase weiter nicht verändert, außer daß es dunkler von Farbe wird und zusammenschrumpft, ohne zu schmelzen oder sich zu verflüchtigen. Dabei vermehrt sich jedoch dessen specifisches Gewicht, indem es nachher in concentrirter Schwefelsäure untersinkt, was es vorher nicht thut. In der atmosphärischen Luft entzündet es sich bei einer Temperatur, die etwas unter der Siedehitze des Baumöls ist; es brennt mit rother Flamme und knistert wie Kohlenpulver. In Sauerstoffgas brennt es mit noch größerer Lebhaftigkeit; kann aber nie auf Einmal verbrennen, weil die sich bildende Säure, welche feuerbeständig ist, zurückbleibt, den noch unverbrannten Theil des Borons umgiebt und von der Berührung der Luft ausschließt. Um es vollständig zu verbrennen, muß man daher die erzeugte Boraxsäure mitunter mit Wasser abwaschen.

Das Boron oxydirt sich nicht beim Kochen im Wasser; allein die Salpetersäure löst es mit Entwickelung von oxydirtem Stickgas auf, und verwandelt es in Boraxsäure. Das Boron kann mit Schwefel zu einer olivengrünen Masse zusammengeschmolzen werden. Es verbindet sich schwer mit dem Phosphor. Man hat angegeben, daß es ein Boronwasserstoffgas gebe; allein die Existenz desselben ist noch zweifelhaft. Es löst sich weder in Alkohol oder Aether, noch in flüchtigen oder fetten Oelen auf.

Anmerkung. Eigentlich sollten hier die Metalle unter den brennbaren Körpern mit aufgeführt werden; weil aber zu einer vollständigen Abhandlung derselben die Bekanntschaft mit den Säuren und Alkalien nothwendig ist, so werde ich erst nach Beschreibung dieser, von den Metallen und ihren Oxyden und Salzen (im 2ten Theile dieses Lehrbuchs) handeln.

Die Atmosphäre.

Unter der Atmosphäre oder dem Dunstkreise unserer Erde verstehen wir eine Schicht von gasförmigen

Körpern, welche die Oberfläche der Erdkugel umgiebt und aus solchen Stoffen besteht, denen es an hinlänglicher Cohäsionskraft fehlt, um feste oder tropfbarflüssige Gestalt anzunehmen, und die durch ihre Vereinigung mit Wärmestoff der Einwirkung der Schwerkraft und anderer mechanischer Kräfte, — die sie in festere Gestalt zu versetzen suchen, — widerstehen. Sie werden bloſs durch die Anziehungskraft der Erdmasse zurückgehalten, und würden sich, wenn diese nicht wäre, in das Unendliche ausbreiten. Daher sind sie auch zunächst der Erdoberfläche, wo die Anziehungskraft am stärksten ist, am dichtesten, und nehmen je höher, desto mehr an Dichtheit ab, so daſs sie sich endlich in einem luftleeren Raume endigen.

Man war lange nicht über die Begränzung der Atmosphäre einig. Zwar hatte de Laplace aus den Gravitationsgesetzen zu beweisen gesucht, daſs die Atmosphäre sich nicht ins Unendliche erstrecken könne, aber die bündigsten Beweise dagegen verdanken wir Wollaston. Wenn das Weltall mit einer auſserordentlich dünnen atmosphärischen Luft gefüllt sein sollte, so müſsten die darin befindlichen Weltkörper, jeder rings um sich, einen Theil davon condensiren, der seiner Masse und Attractionskraft proportional wäre, und mithin müſsten, in unserem Planetensystem, die Sonne, Jupiter und Saturn mit weit gröſseren Atmosphären umhüllt sein, als die Erde. Wollaston hat aber, bei dem Gange des Planeten Venus der Sonnenscheibe vorüber, gar keine solche Refraction beobachten können, die Statt finden müſste, wäre die Sonne von einer gasförmigen, an Dicke zunehmenden Hülle wirklich umgeben. Auch die Beobachtungen von den Finsternissen der Jupitersmonde zeigen zur Genüge, daſs Jupiter mit keiner atmosphärischen Refraction umgeben ist, wodurch also erhellet, daſs die Atmosphäre eine Eigenthümlichkeit unserer Erde ist, und daher bestimmte scharfe Gränzen haben muſs.

Wie hoch die Atmosphäre hinauf reiche, läſst sich nach dem Barometerstande und nach den bekannten Ver-

dichtungs-Gesetzen berechnen; man nimmt ihre Höhe nach einer Mittelzahl zu 9⅔ geographischen Meilen an. Ihre Gestalt ist, wie die der Erdkugel, sphäroidisch; aber der, durch ihren Aequator gehende Durchmesser ist im Verhältniſs gegen ihre Axe weit gröſser, als es bei der Erde der Fall ist, weil die Erwärmung des mittleren Theils der Erdkugel die Luft hier verdünnt, und einen nach den Wendekreisen emporsteigenden Strom bildet, welcher von den Polen aus in gleichem Maaſse wieder ersetzt wird.

Die Atmosphäre hat, wie das Meer, Ebbe und Fluth, die durch Einfluſs der Sonne und hauptsächlich des Mondes erzeugt wird, jedoch am Barometer nicht wahrgenommen werden kann, weil die erhöhte Luftsäule von der Anziehungskraft des Mondes getragen wird. Zwischen den Wendekreisen hat die Atmosphäre zugleich eine tägliche Ebbe und Fluth, die auf das Barometer wirkt. Die Luft wird nämlich jeden Tag von 4 Uhr des Morgens an immer schwerer und schwerer, erhält sich so bis um 12 Uhr; wird dann wieder nach und nach leichter bis 4 Uhr Nachmittags, nimmt hernach bis 10 Uhr Abends wieder an Schwere zu, bleibt so bis 12 Uhr des Nachts stehen, und wird endlich bis 4 Uhr des Morgens wieder leichter. Jedoch sind die Verminderungen bei Nacht nur halb so groſs, wie die am Tage. Die Ursache davon liegt aller Wahrscheinlichkeit nach in der ungleichen Erwärmung der Atmosphäre, wodurch über denjenigen Theilen des Erdbodens, welche am stärksten erwärmt werden, ein steter aufsteigender Strom von erwärmter Luft unterhalten wird; dieſs ist am Tage zwischen 10 Uhr und 4 Uhr der Fall, wo die Atmosphäre auf der entgegengesetzten Erde, welche Nacht hat, in derselben Gestalt erhalten werden muſs.

Die Stoffe, aus welchen die Atmosphäre zusammengesetzt ist, können sehr mannichfaltig, und auf vielerlei Weise verschieden sein. Ihrer Hauptbestandtheile sind indessen nur vier, nämlich Stickstoffgas, Sauerstoffgas, Wassergas und kohlensaures Gas, wovon die beiden

ersteren so wenig veränderlich sind, daſs man sie mit vollem Rechte als in einem unveränderlichen Verhältnisse beigemengt betrachten kann. Man hat bei aërostatischen Versuchen mehrere 1000 Klaftern über der Erdoberfläche, ferner auf hohen Bergen, in Thälern, unter der Mittagslinie und in der Nähe der Pole Luft aufgefangen, und sie allenthalben von einerlei Zusammensetzung gefunden. — Ihr Gehalt an Wassergas hingegen ist, je nach der verschiedenen Temperatur der Luft und je nachdem die Erdoberfläche mehr oder weniger Feuchtigkeit enthält, äuſserst veränderlich; die Menge des kohlensauren Gases aber verändert sich nach den Jahreszeiten, und nachdem durch Thiere, Pflanzen und durch das Verbrennen mehr oder weniger davon entwickelt wird. Die atmosphärische Luft besteht aus $78\frac{999}{1000}$ Theilen Stickstoffgas, 21 Theilen Sauerstoffgas, und etwa $\frac{1}{1000}$ kohlensaurem Gas, nach dem Volumen gerechnet.

Jeder Cubikzoll atmosphärischer Luft wiegt nach einer Mittelzahl 0,4681 Gran oder nicht ganz $\frac{1}{2}$ Gran; die Luft ist folglich über 800 mal leichter als das Wasser, und die Erdoberfläche wird von derselben mit gleicher Kraft gedrückt, als wenn sie von einer 76 Centimeter (= 28 Zoll $\frac{9}{10}$ Linie altfranzösisches Maaſs) hohen Schicht Quecksilber bedeckt wäre. Dieser Luftdruck verursacht die Erscheinung, welche die Alten durch den Abscheu vor dem leeren Raume erklärten. Es wird nämlich dadurch Wasser oder Quecksilber in einer umgestürzten Flasche erhalten, wenn die Oeffnung derselben fein genug ist, oder unter die Oberfläche eines flüssigen Stoffes gesenkt wird. Ist aber ein solches Gefäſs so hoch, daſs die darin eingeschlossene Wasser- oder Quecksilbersäule mehr wiegt, als eine gleich starke Säule Luft von der Höhe der ganzen Atmosphäre, so sinkt dieselbe so weit nieder, bis sie mit der entgegenwiegenden Schwere des Luftkreises ins Gleichgewicht kommt. Wenn man z. B. eine 30 Pariser Zoll lange Glasröhre mit Quecksilber füllt, sie sodann umwendet und das untere offene Ende in Quecksilber stellt; so sinkt das Quecksilber in der

Röhre bis zu 28 Zoll $\frac{9}{10}$ Linien herab, und läſst einen leeren Raum von 1 Zoll $\frac{1}{10}$ Linien. Daraus entstand das Barometer, ein Werkzeug, womit sich durch die abwechselnde Höhe der Quecksilbersäule die Veränderung des Luftdrucks bestimmen läſst. —

Jeder Quadratfuſs der Erdoberfläche trägt bei 76 Centimeter oder 336,9 Pariser Linien Barometerhöhe ein Gewicht von 2216$\frac{2}{5}$ Pfund, welches bei jeder Linie, um welche das Barometer steigt oder fällt, um 6,5795 oder ungefähr 6$\frac{9}{16}$ vermindert wird.

Die specifischen Gewichte der in der Luft enthaltenen Gasarten, sind, wenn man das Gewicht der Luft = 1,000 annimmt, folgende: das Stickstoff wiegt 0,96913; das Sauerstoffgas 1,105; das kohlensaure Gas 1,51961; das Wassergas 0,625. Dem zufolge müssen die Verhältnisse dieser Gasarten, dem Gewichte nach, sein: Stickstoffgas 75,55; Sauerstoffgas 23,32; Wassergas (nach der Wassergehalts-Capacität der Luft bei ihrer Mitteltemperatur von + 10° berechnet,) 1,03, und Kohlensäuregas 0,10. — Der Druck, welchen jede dieser Gasarten für sich bei 76 Centimeter oder 336,9 Pariser Linien Barometerstande auf die Quecksilbersäule ausübt, entspricht folgenden Barometerhöhen;

das Stickstoffgas =	57,4180	Centim.	od.	254,52795	p. L.
— Sauerstgas =	17,7232	—	—	78,56508	—
— Wassergas =	0,7828	—	—	3,47007	—
— Kohlenstgas =	0,0760	—	—	0,33690	—
	76,0000	—	—	336,90000	—

Das absolute Lichtbrechungs-Vermögen der Luft ist: 0,0005891712, und ihr relatives wird zu 1,000 angenommen. Die specifische Wärme nimmt man, bei der Vergleichung mit Gasarten, ebenfalls zu 1,00 an; mit der specifischen Wärme eines gleichen Gewichts Wasser aber verglichen, beträgt sie 0,2669. Bei Verdünnung der Luft wird ihre Wärme-Capacität nach einem noch nicht ausgemittelten Verhältnisse erhöht, was jedoch, so viel man jetzt gefunden hat, mit der Verdünnung nicht proportional zu sein scheint.

Die Luft ist höchst elastisch; sie kann so zusammengedrückt werden, daſs die stärksten Werkzeuge sie nicht mehr einzuschlieſsen vermögen, ohne daſs sie deſshalb ihre Spannkraft und Gasgestalt einbüſst; eben so läſst sie sich bis ins Unendliche verdünnen. Dabei verhält sich ihre Elasticität, oder richtiger ihre Ausdehnungs- (Expansions-) Kraft umgekehrt, wie ihr Volumen, d. h. das Vermögen der Luft sich auszudehnen, nimmt in demselben Verhältnisse zu, in welchem ihr Volumen beim Zusammendrücken abnimmt, oder vermindert sich in demselben Maaſse, als dieses beim Ausdehnen gröſser wird. (Mariotte's Gesetze.) — Das Werkzeug, womit man die Veränderungen der Dichtheit der Luft miſst, heiſst ein Manometer. — Eine Luftpumpe hingegen ist ein Instrument, womit man die Luft aus dazu eingerichteten Gefäſsen auspumpen kann. Man kann damit keinen völlig luftleeren Raum hervorbringen, sondern nur die Luft bis ins Unendliche verdünnen. In der Barometerröhre ist das obere leere Ende ein vollkommen luftleerer Raum; man pflegt ihn, nach dem Erfinder des Barometers, die Torricellische Leere zu nennen.

Die Luft wird durch die Wärme von 0° bis + 100° etwas weniges über $\frac{1}{3}$ ihres Volumens ausgedehnt, so daſs 100 Cubikzoll 0° warme Luft wenn sie bis zu + 100° erhitzt werden, 137,5 Cubikzoll einnehmen; oder die Luft dehnt sich auf jeden Thermometergrad um 0,0375 ihres Volumens bei 0° gemessen aus, und diese Ausdehnung bleibt sich bei allen Graden vollkommen gleich, wie ich schon bei der Beschreibung des Thermometers angeführt habe. Die erwärmte und ausgedehnte Luft wird leichter, steigt in die Höhe und wird von kälterer und dichterer Luft ersetzt, so lange die Erwärmung fortdauert, wodurch ein aufsteigender Strom oder Zug über der erwärmten Stelle entsteht.

Die Temperatur des Luftkreises ist zunächst der Erde am wärmsten, weil die Luft, als Lichtleiter, die Lichtstrahlen nicht zerlegen, und daher durch sie nicht erwärmt werden kann, bevor nicht der Wärmestoff auf der

undurchsichtigen Oberfläche des Erdbodens ausgeschieden worden ist. Die dadurch erwärmte Luft steigt empor, mischt sich aber allmälig wieder mit der oberen kälteren Luft und wird dadurch abgekühlt. Daher findet man die Atmosphäre desto kälter, je höher man kommt, so daſs ihre Temperatur einige tausend Klafter über der Erdoberfläche, selbst im wärmsten Sommer, tief unter den Gefrierpunkt herabsinkt. Dieſs muſs auch, wiewohl in weit ansehnlicherer Höhe, über dem Aequator der Fall sein, und die Wärme der Luft muſs hier in der Höhe, wo die dichteren Regionen der Luft aufhören, völlig eben so gering, als unter den Polen sein. Daher schmilzt auch der Schnee auf hohen Bergen nicht, selbst wenn diese unter der Linie liegen, und solche Berge stellen im Kleinen Landstriche von gleichem Clima und Naturprodukten dar, wie sie die Natur von der Linie bis zu den Polen im Groſsen aufstellt.

Ich habe schon oben bemerkt, daſs die verschiedenen Wärmegrade des Sommers und Winters im Ganzen in der Stellung der Erde gegen die Sonne ihren Grund haben; allein die unregelmäſsigen Abwechselungen in der Kälte des Winters und der Wärme des Sommers, beruhen auf anderen Ursachen. Eine der hauptsächlichsten davon ist der Wind. Bei Mittagswind ist in Schweden der Sommer wärmer und der Winter milder, als er auſserdem, (im Verhältniſs der geographischen Breite des Landes) bei vollkommener Windstille sein würde, weil eine wärmere Luft aus den mittäglichen Landstrichen herbeiströmt, und die Erdoberfläche erwärmt, während sie selbst nach und nach abgekühlt wird. Bei Windstille ist der Winter kälter; noch kälter aber bei Nordwind, wo die Kälte bisweilen bis zum höhsten Grade ansteigt, den sie in diesem Clima erreichen kann, weil eine kältere Luft von den Polen herwehet. — Zu den kleineren Temperatur-Veränderungen tragen verschiedene chemische Prozesse im Luftkreise bei, z. B. Verdunstung, Regen, Hagel, Nebel u. d. m., welche wieder mit Umständen zusammenhängen, die auf das Barometer wirken, und

den Luftkreis an gewissen Stellen bald schwerer, bald leichter machen, wodurch das Barometer zu einem einigermaſsen zuverläſsigen Witterungs-Anzeiger wird. — Alle diese Umstände sind indessen bei weitem noch nicht bis zur Zuverlässigkeit ausgemittelt.

Wenn das Gleichgewicht der Luft durch ungleiche Erwärmung der Atmosphäre auf einzelnen Stellen unterbrochen wird, so entsteht Luftzug, Sturm, oder was wir überhaupt Wind nennen. Zu ihrer Entstehung können aber wohl noch mehrere Ursachen mitwirken, die uns noch nicht hinreichend bekannt sind.

Die Winde sind theils regelmäſsige, theils unregelmäſsige. Jene findet man zwischen den Wendekreisen; diese herrschen zwischen letzteren und den Polen. Die regelmäſsigen Winde bestehen hauptsächlich aus einem unausgesetzt wehenden Ostwinde, welcher dadurch entsteht, daſs die von der Erdoberfläche unablässig emporsteigende warme Luft durch kältere ersetzt wird, welche von den Polen herbeiströmt, jedoch nicht dieselbe Umschwungs-Schnelligkeit besitzt, als diejenigen Stellen der Erdoberfläche haben, zu welchen sie hinweht. Sie bleibt daher zurück, und macht gegen die, sich schneller umschwingenden Erhöhungen der Erdoberfläche eine Art von Widerstand. — Diese Ostwinde wehen durch einen Theil des Jahres mehr nördlich, im andern mehr südlich, je nachdem sich die Sonne dem südlichen oder nördlichen Wendekreise mehr nähert. Hierdurch entstehen auf dem Meere die sogenannten Passatwinde, die ein halb Jahr lang in einer Richtung, das andere halbe Jahr hindurch aber in entgegengesetzter wehen. Diese beruhen einzig und allein auf dem Abprallen des regelmäſsigen Ostwindes, an den erhöhten Landküsten.

Einen deutlichen Beweis, daſs diese regelmäſsigen Winde hauptsächlich von der ungleichen Erwärmung der Luft entspringen, liefern die sogenannten Land- und Seewinde auf den im groſsen Weltmeere, zwischen den Wendekreisen gelegenen Inseln. Weil nämlich das Land am Tage stärker als das Meer erwärmt wird, welches

den gröſsten Theil der Lichtstrahlen wieder zurückwirft; so steigt die warme Landluft fortwährend empor, und die kältere Seeluft weht von allen Seiten auf die Inseln ein, in deren Mittelpunkte der Wind sein Ende erreicht. Bei Nacht hingegen, wo die unebene Oberfläche des Erdbodens schneller erkaltet, als der Spiegel des Meeres, weht die Luft in umgekehrter Richtung, und die abgekühlte Landluft strömt auf allen Seiten nach dem Meere aus, wo sie sich allmählig verliert. Diese Winde sind daher an den Meeresufern am stärksten. — Eine weitere Erklärung dieser Erscheinung unterlasse ich, weil sie auf aërostatischen Gesetzen beruhet.

Auſserhalb den Wendekreisen sind die Winde unregelmäſsig, wehen nach allen Himmelsgegenden, und sind bald heftig, bald kaum merklich. Es ist bis jetzt noch gänzlich unbekannt, wie diese unaufhörlichen Abweichungen von den allgemeinen Gesetzen der Jahreszeiten und Witterung entstehen können. Unsere Vermuthungen darüber geben durchaus keine hinreichende Aufklärung. — Verschiedene Landwinde, welche schädlichen Einfluſs auf die Gesundheit haben, z. B. der Harmattan auf der Westküste von Afrika, besonders am Senegal, der Sirocco in Italien und auf Sicilien, der Chamsin oder Samum in Egypten, sind ihrer chemischen Natur nach noch gar nicht untersucht. Der erstere von diesen Winden kommt aus den Wüsten Afrikas, und führt eine Menge Staub mit sich, der, wenn der Wind sich gelegt hat, eine Linie dick den Erdboden bedeckt; dasselbe thut auch der Chamsin, der zugleich der Luft ein röthliches Ansehen und einen eigenthümlichen Geruch mittheilt. Menschen und Thiere sollen darin sterben, und nur dann der Lebensgefahr entgehen, wenn sie sich mit dem Gesichte auf die Erde niederlegen. Was den italienischen Sirocco betrifft, so ist dieser nur ein ungefähr + 34° warmer, mit Feuchtigkeit gesättigter Wind, durch welchen Menschen und Thiere insofern leiden, als sie sich nicht durch Verdunstung abkühlen können, weil die Luft keine Wasserdämpfe mehr aufzunehmen vermag. Er kommt immer

aus Afrika, und wird bei seinem Uebergange über das Mittelmeer mit Wasser geschwängert.

Das Verbrennen in atmosphärischer Luft.

Wenn man brennbare Körper in der atmosphärischen Luft bis zu einem gewissen Grade erhitzt, so entzünden sie sich und brennen, wobei die Luft ihr Sauerstoffgas verliert, und der Stickstoff zurückbleibt. Beim Verbrennen bildet die erhitzte, und ihres Sauerstoffgases beraubte Luft, einen aufwärts steigenden Strom, und wird fortwährend durch den Zutritt kälterer Luft von unten wieder ersetzt. Ohne diesen Umstand würde das Verbrennen nach wenigen Augenblicken aufhören, sobald nämlich das Sauerstoffgas verzehrt wäre, welches den brennenden Körper zunächst umgiebt. Daher brennt das Feuer schlecht, oder verlöscht gänzlich in solchen Feuerstätten, die wenig Zug haben, d. h. wo die wärmere und stickstoffreichere Luft verhindert ist, mit Leichtigkeit aufzusteigen und der kälteren Luft Platz zu machen, die ihr Sauerstoff noch enthält. Je heftiger dagegen der Zug ist, desto schneller geht der Luftwechsel um den brennenden Körper von statten, desto heftiger muſs dieser brennen und desto mehr Sauerstoff muſs er verzehren. Daher kann man durch starkes Zublasen den Luftwechsel bis zu solchem Grade erhöhen, daſs der brennende Körper in einer gegebenen Zeit mit soviel Sauerstoff in Berührung kommt, als ob er in reinem Sauerstoffgas verbrannt wäre. Deſshalb wird die Hitze in unseren Heerden durch Blasbälge, in unseren Windöfen durch Zug vermehrt, und die Kenntniſs, Feuerstätten und Oefen zu bauen, beruht hauptsächlich darauf, sie so anzulegen, daſs die erhitzte Luft so ungehindert und schnell, wie möglich, aufsteigen kann.

Ich habe schon oben erwähnt, worin das Verbrennen besteht, und werde daher hier nur einige Worte über die Erscheinungen sagen, welche das Feuer in der atmosphärischen Luft begleiten. Die Körper verbrennen

mit oder ohne Flamme. Das Letztere ist der Fall mit solchen Körpern, welche sich nicht verflüchtigen können; das Erstere bei solchen, aus welchen sich bei höherer Temperatur gasförmige Theile entwickeln; die Flamme aber ist nichts anderes, als dieses Gas, welches verbrennt. Der Unterschied zwischen einem Körper, der beim Brennen blofs glüht, und einem anderen, welcher Flamme giebt, besteht also darin, dafs im ersteren Falle ein feuerbeständiger Körper, im letzteren aber nur ein entwickeltes Gas brennt. Daher brennt z. B. Kohle und Eisen ohne Flamme; das Zink aber, welches ein flüchtiges Metall ist, brennt mit Flamme, weil es nicht der geschmolzene oder flüssige Theil desselben ist, welcher brennt, sondern der durch die Hitze in Gas verwandelte. —

Wenn die Kohle bei höherer Temperatur in einem unvollkommenen Luftzuge brennt, giebt selbst diese eine kleine blaue, oder in gröfseren Massen eine lichtrothe, schwache Flamme; diefs kommt daher, dafs die Kohle, beim Zutritt von wenig Sauerstoffgas, in eine brennbare Gasart, das Kohlen-Oxydgas, — von welcher oben die Rede gewesen ist — verwandelt wird, welches beim Verbrennen eine Flamme bildet. Gasarten, welche für sich selbst brennen, geben leichte, isolirte Flammen, wie ich im Vorhergehenden, bei den Versuchen mit dem Wasserstoffgase, und seinen verschiedenen Verbindungen gezeigt habe. Die Flamme ist oft verschieden gefärbt, von Zink und Phosphor ist sie weifs, von Schwefel blau, von Kupfer grün u. s. w., wovon in der Folge mehrere Beispiele angeführt werden sollen.

Nach Verschiedenheit der Körper ist auch die Flamme, die sie beim Verbrennen geben, mehr oder weniger stark leuchtend, und dieses Erleuchtungs-Vermögen steht mit der Hitzkraft in keinem Verhältnisse. Sobald die Stoffe, die sich beim Verbrennen bilden, sich in Gasgestalt in der Flamme erhalten, leuchtet diese wenig; wie z. B. die Flamme des Wasserstoffgases, des gasförmigen Kohlen-Oxyds und des Alkohols. Allein wenn beim Verbrennen ein dichter Körper hinzukommt, welcher von

der Flamme ins Glühen versetzt wird, so leuchtet dieser glühende Körper so lange, als er in der Flamme glühend erhalten wird. Daher leuchten brennender Zink und Phosphor so stark, weil bei ihrem Verbrennen Zinkoxyd und Phosphorsäure in fester Gestalt ausgeschieden und glühend wird.

Wenn man in der Flamme des Wasserstoffgases, die beinahe gar nicht leuchtet, einen festen Körper, z. B. Platindrath, erhitzt, so wird dieselbe weit leuchtender, als sie an und für sich ist. Daſs die Flamme der ölbildenden Gasarten und unsrer Kerzenlichter und Lampen so stark leuchtet, rührt daher, daſs bei der ersten Berührung der brennbaren Gase mit der Luft, das darin enthaltene ölbildende Gas nur theilweise verbrennt, und einen Antheil seines Kohlenstoffs in der Flamme niederschlägt, der hier so lange glüht, bis er an den Rand der Flamme gelangt, wo er dann von der Luft berührt wird und verbrennt. Ein Beweis dafür ist, daſs, wenn man einen kalten Körper, z. B. eine Messerklinge, in die Flamme hält, der niedergeschlagene Kohlenstoff sich daran ansetzt und den sogenannten Lampenruſs bildet.

Diese an sich einfache Erklärung des ungleichen Erleuchtungs-Vermögens der Flamme war den Naturforschern ganz entgangen, bis sie vor Kurzem Davy in einer höchst interessanten Abhandlung über die Natur der Flamme entwickelte.

Wenn einfache Körper brennen, so ist die Flamme, welche sie bilden, einfach und überall gleichartig; brennen aber zusammengesetzte Körper, so ist sie, nach Verschiedenheit der dabei entwickelten gasförmigen Stoffe, der Stärke und Farbe des Lichts nach oft verschieden. Als Beispiel dafür möge die Flamme eines brennenden Talglichts dienen. Betrachtet man diese genauer, so sieht man, daſs ihr unterer Rand ringsum (Fig. 17. h b Taf. II.) schön hellblau gefärbt ist; über dem Dochte hat sie einen kegelförmigen Raum, c d e, welcher durchscheinender und weniger leuchtend, als der übrige Theil der Flamme ist, wogegen der denselben umgebende Raum

a f a am stärksten leuchtet. Aeuſserlich wird die Flamme von einer dünnen, wenig leuchtenden Hülle h g h eingeschlossen, welche aber weit heiſser, als irgend ein anderer Theil derselben ist. Bei a ist diese Hülle am heiſsesten, nimmt aber nach der Spitze g und nach der Basis der Flamme h zu an Hitze ab. Hält man einen etwas feinen Eisendrath queer in die Flamme, so bemerkt man, daſs er in den Rändern und am stärksten in der Hülle h g h schwillt und weiſs glühet, während er in dem dunkleren Raum c d e kaum zum Glühen kommt. Die Ursache hiervon ist folgende. Die kleinen Zwischenräume des Dochtes pumpen, wie andere Haarröhrchen, das geschmolzene Talg in die Höhe; dieses, welches aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff besteht, wird durch die Hitze der Flamme zerlegt, und in brenzliches Oel, in beide Kohlen-Wasserstoff-Gasarten und in Kohlen-Oxydgas verwandelt, welche Gasarten brennen und die Flamme bilden. Im äuſseren Umkreise, wo sie mit der kälteren Luft und ihrem ganzen Sauerstoffgas-Gehalte in Berührung treten, ist die Flamme am heiſsesten, weil hier die Verbrennung auf jedem Punkte am stärksten vor sich geht und der meiste Wärmestoff entwickelt wird. Der schmale blaue Rand entsteht vom Kohlen-Oxydgas und ein wenig Kohlen-Wasserstoffgas, die schon bei der ersten und schwächsten Einwirkung der Hitze entwickelt werden. Der innere, dunklere, kegelförmige Raum ist mit brennbaren Gasarten angefüllt, welche hier nicht vollständig verbrennen können, weil die Luft, die bis dahin einzudringen vermag, den gröſsten Theil ihres Sauerstoffgases schon verloren hat.

Bei Versuchen mit dem Löthrohre (wovon weiter unten die Rede sein wird) verhält sich die Flamme fast auf dieselbe Weise, nur in umgekehrter Ordnung; denn hier fällt der heiſseste Punkt, die Mitte, auf diejenige Stelle, wo die gröſste Menge der hineingeblasenen Luft verzehrt wird. Der blaue Rand a b, welcher sich in Figur 17. beim Zutritt der Luft am untersten Theile der Flamme bildete, zeigt sich hier (Figur 18. a b) beim Zu-

tritt der durch das Rohr zugeblasenen Luft mitten in derselben, und so wie die Hitze in Fig. 17. bei a am stärksten war, so ist sie es auch hier, nur mit dem Unterschiede, dafs der heifseste Theil der Flamme, welcher im ersten Falle einen Gürtel um die ganze Flamme herum bildete, hier in einem einzigen Punkte in der Mitte, gleich vor der Spitze der langen blauen Flamme a b, zusammengedrängt ist, und nach der Spitze zu, noch schneller und stärker aber nach dem Löthrohre zu, an Hitze abnimmt. Daher rührt die bei der Lehre vom Löthrohre zu erwähnende Anwendung der äufseren und inneren Flamme, je nachdem man den zu untersuchenden Körper bei höherer oder niederer Temperatur verbrennen will.

Gewisse Körper geben beim Verbrennen einen mehr oder weniger dicken Rauch von sich, welcher sich auf kalten Körpern mit schwarzer Farbe verdichtet und den Rufs bildet. Dieser entsteht aus kohlenstoffhaltigen Körpern, welche bei niedriger Temperatur oder bei schwachem Luftwechsel und geringem Zutritt von Sauerstoffgas brennen, auf die Weise, dafs der Wasserstoff in den von der Hitze gebildeten Gasarten verbrennt, ohne dafs die Temperatur und der Sauerstoff zureichen, zugleich allen Kohlenstoff zu verbrennen, der daher niedergeschlagen und fein mechanisch zertheilt von der aufsteigenden warmen Luft fortgeführt wird. Er setzt sich an den Körpern ab, die er berührt, und auf diese Weise sammelt sich der Rufs in unseren Schornsteinen. Der Rufs, welchen man von Birkenrinde, Terpenthin, Pech, Kampher u. dergl. m. erhält, ist reine Kohle; der Rufs von Hölzern aber enthält brenzliches Oel, mit kohlensaurem und essigsaurem Ammoniak, die beim Verbrennen gebildet werden und sich mit der Kohle verdichten.

Rauch und Rufs können durch starken Luftzug vermieden werden, weil dadurch der Zutritt von Sauerstoff und die Hitze vermehrt wird; den Beweis dafür liefern Thilorier's Ofen ohne Rauch und Argand's Lampen. Diese letztern, welche besonders häufig im Gebrauche sind, geben eine ringförmige Flamme, die von der Luft

innerlich und äufserlich berührt, und bei welcher der Luftwechsel ringsum noch durch einen um die Flamme herum angebrachten Glascylinder beschleuniget wird, der die aufsteigende heifse Luftsäule erhöht, und dadurch, nach aërostatischen Gesetzen, den Zug verstärkt. In dem Luftzuge dieser Lampen brennt die Flamme fast mit demselben Glanze, wie im Sauerstoffgase, und der Rauch wird vollkommen verzehrt.

Die Körper, welche man als Brennmittel anwendet, sind besonders Holz und Holzkohle, Steinkohle, Braunkohle, Torf, fette Oele, Talg, Wachs, Weingeist u. d. m. Die Hauptbestandtheile dieser Körper sind Kohlenstoff, Sauerstoff und Wasserstoff, und die Produkte ihrer Verbrennung sind, aufser Rauch und Rufs, Kohlensäure und Wasser. Je mehr Wasserstoff ein Körper enthält, eine desto gröfsere Flamme giebt er, und desto weniger Hitze kann in unseren gewöhnlichen Feuerstätten daraus entwikkelt werden. Die wasserstoffreicheren Brennmittel werden defshalb meistens zum Erleuchten benutzt, wogegen Holzkohle und Steinkohle vorzüglich zur Hervorbringung höherer Wärmegrade, oder zur Unterhaltung einer gleichförmigeren Hitze angewandt werden, weil das Flackern der Flamme des Brennholzes u. s. w. ungleiche Hitze giebt. Zu solchen Versuchen, wo Glasgefäfse einer höheren Temperatur ausgesetzt werden müssen, kann man daher nur Kohlen brauchen.

Wenn in unseren Stubenöfen die Klappe verschlossen wird, ehe noch alle flüchtige Theile des Holzes ausgebrannt und dieses vollständig verkohlt ist, so entsteht durch die nicht verbrannten verflüchtigten Stoffe, ein unangenehm riechendes Luftgemenge im Zimmer, welches wir Kohlendunst nennen. Dieser schädliche gasförmige Körper ist weder kohlensaures Gas, noch Kohlen-Oxydgas, sondern ein brenzlicher Stoff von eigenthümlicher Zusammensetzung. Bei einem kurzen Aufenthalte in einem solchen Zimmer bekommt man Schwindel, Kopfschmerzen, Erbrechen u. d. und stirbt, wenn man nicht schnell ins Kühle und in frische Luft zu kommen sucht.

Menschen, die in einem solchen Zimmer einschlafen, sterben oft im Schlafe, aber nicht am Mangel von Sauerstoffgas, da diese Luft eben so sauerstoffhaltig, als die reine atmosphärische Luft ist *).

Wenn um einen brennenden Körper herum kein Luftwechsel mehr statt findet, und der Sauerstoff verzehrt ist, so verlöscht er; da aber die Hitze seiner Masse nicht so schnell mit aufhört, so verflüchtigen sich noch fortdauernd eine Menge Stoffe, und bilden einen aufsteigenden Rauch. Dieser Rauch, welcher vorher die Flamme ausmachte, entzündet sich beim Zutritt der Luft von neuem, wenn der verloschene Körper seine Temperatur noch beibehalten hat, oder ein brennender Körper ihm genähert wird. Wenn man z. B. ein brennendes Licht ausbläst, so wird der Docht durch den heftigen Luftwechsel so abgekühlt, dafs das Gas nicht mehr brennen kann; der Docht glüht aber noch und entwickelt die brennbaren Gasarten in Rauchgestalt, und wenn man daher in geringer Entfernung über den rauchenden Docht ein anderes brennendes Licht hält, so entzündet sich das Gas und die Flamme scheint von dem brennenden Lichte zum ausgeblasenen herunter zu fahren. Hat der Docht aufgehört zu glühen, so ist der Rauch, der nun bei einer niedrigen Temperatur gebildet wird, unentzündlich, und besteht meist aus Wasser, brenzlichem Oele und Essig, wogegen bei gröfserer Hitze der Kohlenstoff diese Körper zerlegt, und Kohlen-Oxydgas, Kohlen-Wasserstoffgas und ein wenig Kohlensäure mit ihnen gebildet haben würde.

Alles was den Zutritt der Luft zu der Oberfläche eines brennenden Körpers verhindert, löscht ihn auch aus. Wir bedienen uns daher zum Feuerlöschen des Wassers, theils weil es die Oberfläche des brennenden Körpers überzieht, theils ihn abkühlt. Wird das Wasser mit Thon,

*) Man hat die Wirkungen des Kohlendampfs der Anwesenheit eines geringen Antheils von Kohlen-Wasserstoffgas in Minimum zuschreiben wollen; dem widerspricht aber die Erfahrung, dafs die Luft in Steinkohlengruben dieses Gas in beträchtlicher Menge enthalten kann, ohne dafs die Arbeiter davon erkranken.

braunem Ocher, Salz, Vitriol oder ähnlichen Körpern gemischt, so bleiben dieselben zurück, wenn das Wasser verdampft ist, und verhindern zum Theil, daſs der verbrannte Körper sich von neuem entzündet. Daher hat man verschiedene Feuerlöschungs-Stoffe, die bei kleinen Feuersbrünsten von einigem Nutzen sein können, bei groſsen aber dem Zwecke nicht entsprechen. Die Versuche, welche man mit solchen Feuerlöschungs-Stoffen, selbst in Schweden, mit Häusern angestellt hat, die mit Theer bestrichen und mit Stroh und fettigen Körpern angefüllt waren, haben die Zuschauer bloſs geblendet und betrogen; denn diese Körper brennen zwar mit einer glänzenden Flamme, aber mit geringerer Wärme, und erlöschen von gemeinem Wasser eben so leicht, als von jenen feuerlöschenden Gemengen. — Wenn bei einer Feuersbrunst die Temperatur sehr hoch und die brennende Masse so groſs ist, daſs das Wasser, womit man sie zu löschen sucht, die Stelle nicht abkühlen kann, auf die es fällt; so wird die Heftigkeit des Feuers dadurch vermehrt. Die Kohle verbrennt nämlich auf Kosten des im Wasser enthaltenen Sauerstoffs, und das Wasserstoffgas, welches sich nebst Kohlen-Oxydgas entwickelt, verbrennt mit einer heftig hervorbrechenden hohen und blassen Flamme, wie man dieses oft beim Abbrennen groſser Gebäude sehen kann. In diesem Falle ist mit Spritzen nichts auszurichten *). — Schweflichtsaures Gas erstickt das Feuer sehr schnell, man kann daher einen brennenden Schornstein sehr oft dadurch löschen, daſs man Schwefel auf dem Heerde verbrennen läſst.

Wenn Luft auf einer Stelle eingesperrt ist, wo sich

*) Im Kleinen kann man dieſs nachbilden, wenn man im Aschenheerde eines Windofens etwas Wasser auf die heiſse Asche gieſst; die dabei gebildeten Wasserdämpfe durchstreichen die Feuerstätte, wo sie von den Kohlen zerlegt werden. Hierbei bilden sich die brennenden Gasarten, die, wenn sie im Ofen nicht hinlänglichen Sauerstoff zu ihrer Verbrennung finden, sich auſserhalb des Schornsteins entzünden und eine, mehrere Fuſs hohe, flackernde Flamme bilden.

organische Körper oder Ueberreste davon befinden, so wird der Sauerstoff nach und nach, während der langsamen Verwandlung derselben, verzehrt, und der Stickstoff bleibt allein, oder mit gasförmigen Ausdünstungen dieser Körper vermengt, zurück. Bringt man ein brennendes Licht hinein, so verlöscht es, und Thiere und Menschen sterben augenblicklich, ohne wieder ins Leben zurückgebracht werden zu können. Die schwarze Dammerde besteht aus Ueberresten von Pflanzen und Thieren, mit mehr oder weniger Erdarten vermengt, und zerlegt deſshalb die Luft sehr schnell; daher ist die Luft in Kellern, die nicht mit Zuglöchern versehen, oder die lange verschlossen gewesen sind, zum Athemholen wenig dienlich und bisweilen so schlecht, daſs Menschen darin sogleich sterben. Dadurch werden oft Unglücksfälle, besonders in Gruben, veranlaſst. Zuweilen findet man in letzteren einen ungewöhnlich groſsen, bis zu 0,07 steigenden, Gehalt von kohlensaurem Gase, der auf die Gesundheit der Arbeiter einen höchst schädlichen Einfluſs hat, selbst wenn die Luft übrigens richtig gemengt ist. Steigt der Gehalt der Luft an Kohlensäure bis zu 9 Procent des Volumens derselben, so ist er erstickend, weil die eingeathmete Luft dann eben so viel kohlensaures Gas, als die ausgeathmete gewöhnlich, enthält.

Es ist lange eine Frage gewesen, ob die atmosphärische Luft eine chemische Verbindung von Sauerstoff und Stickstoff, oder nur ein mechanisches Gemenge dieser Gasarten sei, und man hat aus den geringen Abänderungen ihrer Grundmischung den Schluſs ziehen wollen, daſs sie eine chemische Verbindung, ein oxydirter Stickstoff sei. Als einen vorzüglichen Grund für diese Vermuthung hat man angeführt, daſs das Sauerstoffgas, da es schwerer als das Stickstoffgas sei, bei vollkommener Luftstille niedersinken und dann der untere Theil der Atmosphäre einen gröſseren Gehalt an Sauerstoff haben müſste. Diese Folgerung ist aber völlig unrichtig; denn die Gasarten mengen sich ganz so, wie die Flüssigkeiten, und das Gemenge bleibt auf allen Punkten völlig verhältniſsmäſsig,

ohne daſs die Schwere bei vollkommener Ruhe eine Absonderung darin hervorbringen kann; so vermengen sich z. B. Alkohol und Wasser, so daſs, wenn man sie auch lange ruhig stehen läſst, sie sich nicht wieder trennen.

Wenn daher z. B. eine Menge Wasserstoffgas in die atmosphärische Luft gebracht wird, so steigt es zwar anfänglich, vermengt sich aber beim Aufsteigen mit der Luft, so daſs es sich endlich gleichförmig darin vertheilt. Auf gleiche Weise sinken kohlensaures Gas und Sauerstoffgas anfangs nieder, vertheilen sich aber nachher nach allen Seiten. — Eine offene Flasche, die man mit Sauerstoffgas füllt und auf einen ruhigen Platz hinstellt, sollte dieses Gas, wegen seiner Schwere nicht verlieren; gleichwohl aber ist die Luft nach Verlauf zweier Stunden in der Flasche nicht sauerstoffhaltiger als die Luft im Zimmer. Eine umgestürzte Flasche mit Wasserstoffgas sollte dieses Gas zurückhalten; allein nach ein Paar Stunden ist es gänzlich daraus verschwunden *).

Neuerdings haben sehr achtungswerthe Naturforscher beweisen wollen, daſs die atmosphärische Luft ein Oxyd des Stickstoffs sei, und zwar aus dem Grunde, weil sie

*) Die Luftarten haben eine gewisse Neigung, sich mit einander zu mengen, welche macht, daſs sie einander schnell durchdringen und eine in der anderen, wie in leeren Zwischenräumen sich ausbreiten. Dieſs hat mehrere Miſsgriffe bei Beurtheilung solcher chemischer Versuche veranlaſst, die in porösen Gefäſsen, z. B. von Thon oder Steingut, angestellt worden sind, weil die Luft in den Poren dieser Gefäſse eine Gemeinschaft zwischen der äuſseren und der im Gefäſse eingeschlossenen Luft herstellt. Daher muſs in einer Thonretorte oder in einem hessischen Tiegel die Luft, welche das Gefäſs umgiebt, nach und nach in dasselbe eindringen und auf die darin befindlichen Stoffe einwirken. Priestley fand, daſs poröse Gefäſse, wenn sie auch so dicht waren, daſs die Luft bei gewöhnlicher Temperatur mittelst der Luftpumpe in denselben verdünnt werden konnte, dennoch die darin eingeschlossenen Gasarten leicht durchlieſsen, und statt ihrer atmosphärische Luft einsogen, wenn sie einer höheren Temperatur ausgesetzt wurden. — Füllt man eine trockene Ochsenblase mit Sauerstoffgas und läſst sie 24 Stunden hängen, so findet man nachher die darin enthaltene Luft nur wenig reicher an Sauerstoffgas, als die umgebende Luft, weil sich diese mit dem Sauerstoffgas durch die Poren der Blase vermengt hat.

fast genau aus 4 Maafstheilen Stickstoffgas und 1 Maafstheile Sauerstoffgas bestehe, und folglich halb so viel Sauerstoffgas als das Stickstoffoxydul enthalte. Allein wenn diefs wirklich der Fall wäre, so würde die atmosphärische Luft das erste Beispiel abgeben, wo ein mechanisches Gemenge völlig dieselben Eigenschaften, wie eine, aus denselben Bestandtheilen zusammengesetzte chemische Verbindung hätte. Denn ein künstliches Gemenge aus 4 Theilen Stickstoffgas und 1 Theile Sauerstoffgas unterscheidet sich, seinen chemischen und physischen Eigenschaften nach, durchaus nicht von der atmosphärischen Luft, und dafs bei dieser Mengung keine chemische Verbindung eintrete, ergiebt sich daraus deutlich, dafs dabei weder eine Veränderung im Volumen, noch in der Temperatur vorgeht. Da überdiefs das Stickstoffoxyd auf Kosten der Luft in salpetrichte Säure verwandelt wird, so müfste ein höheres und mit mehr Sauerstoff gesättigtes Oxyd, ohne Mitwirkung irgend eines fremden Körpers, eine niedrigere Oxydationsstufe des nämlichen Radicals reduziren können, wofür die Chemie kein entsprechendes Beispiel anzuführen vermag.

Die atmosphärische Luft ist daher kein gasförmiges Stickstoffoxydul, sondern ein mechanisches Gemenge von Stickstoffgas und Sauerstoffgas.

Bestände die atmosphärische Luft blofs aus Sauerstoffgas, so würden die Thiere, durch die übermäfsige Oxydation des Bluts in ihren Lungen, schnell darin sterben, und die geringste Unvorsichtigkeit mit Feuer würde den gröfsten Theil der Erdoberfläche schnell in Brand setzen. — Auf welche Weise übrigens das, bei allen organischen und unorganischen chemischen Prozessen, unaufhörlich verzehrt werdende Sauerstoffgas wieder ersetzt werde, ist uns völlig unbekannt. Wir kennen keinen einzigen desoxydirenden Prozefs, welcher zur Wiederentwickelung alles gebundenen Sauerstoffes und zur Erhaltung der niemals veränderlichen Proportionen zwischen den beiden Gasen grofs und allgemein genug wäre. Die Auflösung dieses Problems ist von der höchsten Wichtig-

keit

keit für die chemische Theorie; vielleicht dürfte auch dieses Geheimnifs mit der Zeit der in so vielen Fällen geheimnifsvollen Natur abgelockt werden. —

Man glaubte, wie ich schon erwähnt habe, lange Zeit, dafs die Gewächse im Sonnenschein das Wasser in ihren Säften zerlegten und den Sauerstoff in Gasform entwickelten; allein diefs ist unrichtig, und die Luft bleibt sich Sommer und Winter in ihrer Zusammensetzung gleich. Wollte man von der oben erwähnten Vermuthung, dafs die Luft möglicherweise in einem unendlichen Grade von Verdünnung über den ganzen Weltraum verbreitet sein könnte, eine stete Erneuerung der Erdatmosphäre herleiten; so würde jene Aufgabe dadurch nicht im mindesten erklärt werden, weil wir keine merkliche Vermehrung der Menge des gebundenen Sauerstoffs und der oxydirten Körper auf der Erdoberfläche bemerken.

Prevost hat berechnet, dafs der Sauerstoff, welcher während eines Jahrhunderts durch die organischen Geschöpfe des Erdbodens verzehrt wird, nicht mehr als $\frac{1}{7200}$ der ganzen Gewichtsmasse des in der Atmosphäre enthaltenen Sauerstoffs ausmachen dürfte, und daher durch das Eudiometer sich nicht messen lasse. Diefs mag sich nun wirklich so verhalten, oder nicht, — denn die Richtigkeit solcher Berechnungen läfst sich nicht erweisen — so ist doch soviel gewifs, dafs uns die Weltgeschichte mit keinem Umstande bekannt macht, aus welchem sich die Vermuthung ableiten liefs, dafs die Atmosphäre in der Vorzeit reicher an Sauerstoff gewesen sei, als jetzt.

Die Atmosphäre ertheilt dem über uns befindlichen Himmel eine blaue Farbe. Wahrscheinlich gehört diese blaue Farbe der Luft an, und vermuthlich ist sie so schwach, dafs man sie nur bemerkt, wenn man die Luft in Masse sieht. Wäre die Luft ein vollkommener Lichtleiter, so würde der Himmel schwarz aussehen, wir würden in ein unbeschreibliches Dunkel blicken, und das Tageslicht würde sehr ungleich auf unsere Erde fallen; statt dafs nun die Lichtstrahlen von der Atmosphäre zurück geworfen werden und zu einer stärkeren und gleich-

förmigeren Vertheilung des Lichts beitragen. Die eigentliche Farbe der Luft scheint dunkelblau zu sein *). Wenn man den Himmel von hohen Bergen aus betrachtet, so erscheint er dunkler, je höher man kommt, weil die Atmosphäre hier niedriger wird und der sie umgebende dunkle Raum ihre Farbe verdunkelt. Das Verlaufen der Farbe des Himmels aus dem Dunkelblauen bis ins Hellblaue und endlich fast bis ins Weiſse, rührt von Wasserdämpfen her, die in der Luft schweben, von der Sonne erleuchtet werden und ihr Licht zurückwerfen. Je gröſser die Menge solcher Dämpfe in der Luft ist, desto heller blau erscheint diese, und umgekehrt. Daher ist sie des Morgens und Abends heller, des Mittags und Nachts aber dunkler von Farbe, besonders im Winter.

Chemische Untersuchung der Atmosphäre. Eudiometrie.

Die Art den Sauerstoffgas-Gehalt der Luft zu untersuchen, nennt man Eudiometrie.

Man glaubte lange, daſs dieser Gehalt sich verändere, und daſs hiernach die Luft mehr oder weniger schädlich für die Gesundheit sein könne. Ich habe mehrmals angeführt, daſs die Mengung der Atmosphäre in freier Luft sich immer gleich bleibe, und daſs jenes also unrichtig sei. Die Stoffe hingegen, welche die Luft für die Gesundheit nachtheilig machen, und bei Menschen und Thieren Krankheiten befördern, sind in ihr als Dünste enthalten, und verändern ihren Gehalt an Sauerstoff so unbedeutend, daſs man die stinkende Atmosphäre um Leichen herum, sowohl im Freien, als in Zimmern, die dem Zutritte der Luft nicht ganz vollkommen verschlossen sind,

*) Man hat zum Messen der Intensität der blauen Farbe der Luft ein eigenes Instrument — Cyanometer — erfunden, wovon der berühmte Humboldt auf seinen Reisen fortwährend Gebrauch gemacht hat.

d. Uebers.

eben so sauerstoffgashaltig, als die übrige Luft gefunden hat. Dergleichen Stoffe findet man in äuſserst geringen Quantitäten der Luft beigemengt, auf eben die Weise, wie Phosphor im Wasserstoffgas, Stickstoffgas u. s. w. verdunstet, ohne die Natur dieser Gase zu verändern. Sie können nicht durch Eudiometrie entdeckt werden, ungeachtet wir in neuerer Zeit sie zu zerstören und ihre schädlichen Einflüsse auf die Gesundheit aufzuheben gelernt haben. (S. die Superoxyde der Salzsäure).

Es giebt verschiedene Arten, den Gehalt der Luft an Sauerstoffgas zu untersuchen, wovon ich die vorzüglichsten anführen werde.

1) Das Wasserstoffgas-Eudiometer. Dieses besteht aus einer Glasröhre, die ungefähr 8 Zoll Länge und 2 Linien Durchmesser hat. Sie ist an einem Ende zugeschmolzen und erweitert sich nahe dabei zu einer Kugel, (Fig. 15. A. Taf. 11.) in welcher man zwei Dräthe von Eisen, oder lieber von Platin, einlöthet. Diese Dräthe werden an den Enden abgerundet und stehen in der Kugel etwa 1 bis $1\frac{1}{2}$ Linie von einander ab. Die Röhre wird so graduirt, daſs man sich ein kleines Maaſs von einer Glasröhre macht, welches an einem Ende zugeblasen, am andern aber eben so geschliffen wird, wie Fig. 19. Taf. II. Dieses füllt man mit Quecksilber und streicht das Ueberflüssige mit einer kleinen Glasscheibe vom Maaſse ab. Dieses ist nun die Einheit, und man graduirt damit die gröſsere Röhre, wenn man ein Maaſs nach dem andern in letztere hineinfüllt, und den Stand jedesmal durch einen Strich mit der Feile oder einem Diamant auf der Auſsenseite bemerkt. Will man das Volumen dieser Einheit vorn nach Cubikzollen bestimmen, so läſst sich dieſs leicht durch das Abwägen des Quecksilbers machen. — Soll nun eine gewisse Menge atmosphärische Luft untersucht werden, so mengt man sie in der Röhre mit etwa halb soviel Wasserstoffgas (wozu sich das aus Zink und verdünnter Salzsäure gewonnene anwenden läſst, ohne daſs aus dessen geringen Kohlengehalte bedeutende Fehler entstehen). Man läſst sodann den Funken eines

17 *

elektrischen Schlages durch die Dräthe der Kugel gehen, wobei die Gase verbrennen und der Sauerstoff nebst dem Wasserstoff in Wasser verwandelt wird. Auf einen Theil verzehrtes Sauerstoffgas kommen zwei Theile Wasserstoffgas, so daſs in diesem Versuche beim Verbrennen von 100 Theilen atmosphärischer Luft mit 50 Theilen gewöhnlichen Wasserstoffgases, 63 Theile verschwinden, wovon 21 Theile aus Sauerstoffgas und 42 Theile aus Wasserstoffgas bestanden. —

Der Versuch kann über Wasser gemacht werden, geschieht aber am besten über Quecksilber, in einer Vorrichtung, wie Fig. 15. Taf. II. dargestellt ist. Die äuſsere, geräumigere und am offenen Ende sich erweiternde Röhre B wird mit Quecksilber gefüllt, und die Röhre A hineingestellt. Ist die Verbrennung geschehen, so wartet man ab, bis das davon erwärmte rückständige Gas wieder bis zur Temperatur der Zimmerluft abgekühlt ist und drückt dann die Röhre A so tief in die Röhre B hinunter, bis das Quecksilber in jener so hoch steht, wie um sie herum in B. Man muſs dabei das Thermometer mit beobachten, damit man für den Fall, daſs unterdessen die Temperatur des Zimmers sich verändert haben sollte, das erhaltene Resultat darnach berichtigen kann. — In England und Frankreich bedient man sich dazu cylindrischer Röhren von sehr starkem Glase, die $\frac{1}{2}$ Zoll innern Durchmesser und eine Glasröhre von wenigstens $\frac{1}{8}$ Zoll haben. Dieses Rohr wird an die Quecksilberwanne mit einer Sprungfeder befestiget, welche das Rohr im Augenblicke der Detonation etwas in die Höhe läſst, doch nur soweit, daſs es nicht aus dem Quecksilber herauskommt, wodurch das Glas weniger auszuhalten hat.

2) Phosphor-Eudiometer. Eine Glasröhre von 16 Zoll Länge und 2 Linien Durchmesser, wird an einem Ende zu einer Kugel ausgeblasen, und unterhalb der Kugel etwas eingezogen, wie Fig. 16. Taf. II., so daſs a b einen geringeren Durchmesser als b c erhält. Man macht sich nun Stückchen von Phosphor, welche durch a b durchgehen, legt ein solches Stückchen Phosphor hin-

ein, und füllt die Röhre mit Quecksilber. Der Phosphor, welcher schief in die Kugel fällt, kann von selbst nicht wieder herausfallen. Die Röhre wird nun umgekehrt in eine andere mit Quecksilber gefüllte Röhre (wie B. Fig. 15.) gestellt, worauf man die zu untersuchende Luft hineinbringt, und den Apparat ruhig stehen läſst. Der Phosphor fängt nun an, einen Rauch von phosphorichter Säure von sich zu geben, welcher immerfort niedersinkt. Wenn sich dieser Rauch nicht mehr bildet, und der Phosphor im Dunklen zu leuchten aufgehört hat, wird die Röhre soweit hinabgedrückt, bis das Quecksilber in und auſser derselben in gleicher Höhe steht. Die verschwundene Luft war Sauerstoffgas, die zurückbleibende aber ist Stickstoffgas, in welchem der Phosphor verdunstet, und welches dadurch um $\frac{1}{20}$ seines Volumens ausgedehnt worden ist, welcher Zuwachs in Abrechnung gebracht werden muſs. Man wird bei diesem Versuche finden, daſs die atmosphärische Luft 0,21 an ihrem Volumen verloren hat; indessen giebt jeder Versuch kleine Abweichungen, so daſs man 0,20 bis 0,21 verzehrt findet. Dieſs rührt jedoch nicht von einer Verschiedenheit des Gehalts der Luft an Sauerstoffgas, sondern von kleinen unvermeidlichen Zufällen beim Versuche selbst her. Es versteht sich von selbst, daſs auch hierbei das Thermometer beobachtet werden muſs.

Wenn man die Eudiometerröhre krümmt, wie in Fig. 16. B., so kann man den Phosphor mit Hülfe eines Lichts erhitzen, so daſs er sich entzündet und den Sauerstoff der Luft auf einmal absorbirt, dann muſs man aber beim Einfüllen des Gases so viel Quecksilber in der Röhre zurücklassen, daſs kein Theil des unter dem Verbrennen sich ausdehnenden Gases herausschlüpfen kann.

3) Das Eudiometer mit Stickstoffoxydgas ist häufig von Humboldt und von den französischen Chemikern gebraucht worden, und war eine Hauptursache von den unrichtigen Begriffen, die man sich anfangs von der Zusammensetzung der atmosphärischen Luft machte. In allen chemischen Schriften vor 1802 findet

man die Verhältnisse ihrer Bestandtheile zu 27 bis 28 Theilen Sauerstoffgas und 72 bis 73 Theilen Stickstoffgas angegeben, indem man annahm, daſs, so wie die Witterung veränderlich ist, auch der Sauerstoffgehalt der Luft, steten Veränderungen unterworfen sei. Dieſs rührte von der Eigenschaft des Stickstoffoxydgases her, sich nach verschiedenen Verhältnissen mit Sauerstoff zu vereinigen, je nachdem die Eudiometerröhre von verschiedener Weite ist, oder verschiedene Mengen Gas zugesetzt werden, wie ich weiter unten, bei Beschreibung dieser Gasart, auseinander setzen werde.

4) Das Eudiometer mit Schwefelkali, wurde von Scheele eingeführt, welcher uns zuerst den Unterschied zwischen den Bestandtheilen der Luft kennen lehrte. Es gründet sich darauf, daſs Auflösungen von Schwefelalkalien das Sauerstoffgas verzehren, während ein Theil ihres Schwefels sich damit zu schweflichter Säure verbindet. Es ist für die Prüfung groſser Luftmengen passend. Wenn die Lösungen warm sind und umgeschüttelt werden, geht die Zersetzung weit schneller vor sich. Hierbei ist aber zu erinnern, daſs das Schwefelkali in kaltem, nicht in kochend heiſsem Wasser gelöst werden muſs, weil es sonst beim Schütteln in der Eudiometerprobe einen Theil des durch Kochen ausgetriebenen Stickstoffgases wieder aufnimmt, und dadurch die Absorption zu groſs wird.

Man hat lange, wiewohl ohne hinreichende Gründe, angenommen, daſs die Atmosphäre 0,01 ihres Volumens kohlensaures Gas enthalte. Dieſs ist bisweilen in solchen Räumen der Fall, wo Menschen oder Thiere leben, wo sich viele Lichter befinden, oder Kohle langsam verbrennt, wie in unseren Stubenöfen, wenn die Klappe des Zugrohres verschlossen ist; in freier Luft hingegen steigt dieser kohlensaure Gehalt nicht bis zu 0,001. Dalton hat neuerdings bewiesen, daſs die Luft nicht mehr als $\frac{1}{1400}$ ihres Volumens an kohlensaurem Gase enthält. Man untersucht die Anwesenheit dieses Gases mittelst Kalkwasser, welches dadurch getrübt wird, und kohlensauren Kalk

absetzt. Allein diese Probe muſs mit sehr groſsen Mengen Luft gemacht werden, weil sonst das Volumen des verzehrten kohlensauren Gases kaum wahrnehmbar wird. Auch geschieht es wohl, daſs das Kalkwasser, wenn es durch Kochen frisch bereitet wird, während des Versuchs die durch Kochen ausgetriebene Luft wieder aufnimmt, und man daher einen weit gröſsern Gehalt an Kohlensäure gefunden zu haben glaubt.

Ehe ich die Beschreibung der atmosphärischen Luft verlasse, werde ich erst noch einige Worte über die Erscheinungen des Feuers oder Lichts sagen, die sich in ihr zutragen und deren Natur uns gröſstentheils noch verborgen ist.

1) Feuerkugeln. Zuweilen sieht man in der Atmosphäre eine groſse leuchtende Kugel, deren Licht zuweilen ins Rothe fällt, die sich mit groſser Schnelligkeit bewegt und einen glänzenden Schweif von Funken nach sich zieht. Die Gröſse dieser Kugeln ist verschieden; bald haben sie nur die Hälfte von dem scheinbaren Durchmesser des Mondes, bald hat man sie gröſser, als den Vollmond gesehen; sie leuchten weit stärker als dieser, so daſs man bei ihrem Lichte oft eine feine Schrift lesen kann. Zu den gröſsten beobachteten Feuerkugeln gehören die, welche im Jahr 1719 in Bologna und am 17. Juli 1771 in Paris gesehen wurden. Nach den an mehreren Orten über die letztere gemachten Beobachtungen, zeigte sie sich 20,600 Klafter über der Erde, hatte 250 Klafter im Durchmesser und eine Schnelligkeit von 6 Meilen in der Sekunde. Andere kleinere Kugeln gehen so tief, daſs man das Knistern ihres Verbrennens hören kann. Ihre Richtung gegen die Erde ist sich fast immer einigermaſsen gleich. Hoch oben in der Luft scheinen sie horizontal zu gehen, und sich nur wenig nach der Erde zu neigen; tiefer unten sieht man ihr Sinken deutlicher. Wenn eine solche Feuerkugel eine gewisse Strecke gegangen und unterweges immer heller und heller geworden ist, so zerspringt sie öfters mit einem starken Knall, der Häuser und Gebäude erschüttert, und zuweilen stürzt die Kugel

selbst ganz herunter. In beiden Fällen ist es eine eisenhaltige Steinmasse, die entweder in einem Klumpen, oder in einem Regen von kleinen, äuſserlich halb geschmolzenen Stücken vom Himmel herabfällt.

Dergleichen Feuerkugeln hat man in allen Ländern gesehen, auch bei uns, und unsere Urvorältern haben sie bereits beobachtet *). Die niederfallenden Steine wurden von den Griechen und Römern Bäthylien genannt; wir haben aber ihre Berichte darüber als Fabeln betrachtet, bis die Sache durch die seit dem Anfange des jetzigen Jahrhunderts gefallenen Steine auſser Zweifel gesetzt worden ist. Diese Steine sind einander, sowohl dem äuſseren Ansehen, als ihrer Zusammensetzung nach, sehr ähnlich, sie mögen nun unter der Linie oder in den, den Polen nahe gelegenen Ländern unsers Erdbodens gesammelt worden sein. Ihr Aeuſseres ist dunkelfarbig, glatt und wie durch angehende Schmelzung glasirt, innerlich sind sie graulichweiſs, braun oder hellgrau gefleckt, und enthalten auſserdem Körnchen von metallischem Eisen und von weiſsem Schwefelkies, mit völlig blättrigem Bruch. Die Masse des Steins selbst besteht aus Kieselerde, Talkerde, Eisen (welches zum Theil verbrannt oder oxydirt ist), Nickel, Schwefel, und enthält bisweilen nebenbei noch Mangan, Chrom und Kohle, in etwas abweichenden Verhältnissen. Die regulinischen Eisenkörner bestehen aus Eisen mit etwas Nickel und Schwefel.

Man hat diese Steine Meteorsteine genannt. Die gleichartige Zusammensetzung und Bewegung solcher Massen bei ihrem Herabfallen giebt zu erkennen, daſs sie einerlei Ursprungs sind. Welche Kraft mag das aber wohl

*) Ein vollständiges Verzeichniſs aller von den ältesten Zeiten an bis jetzt bekannt gewordenen meteorischen Massen, nebst einer Revision der über ihre Entstehung aufgestellten Theorien und aller bei deren Beurtheilung einschlagenden Umstände findet man in Chladni's Werke: Ueber Feuermeteore und über die mit denselben herabgefallenen Massen, welcher sich um die Erörterung dieser Gegenstände groſse Verdienste erworben hat.

sein, die diese Kugeln zu einer so außerordentlichen Höhe im Luftkreise erhebt und ihnen eine solche Schnelligkeit mittheilt, daſs sie bei einem Gewichte von mehreren tausend Pfunden die Luft durchstreichen, ohne auf ihrem mehrere Meilen langen Wege von der Anziehungskraft der Erde bedeutenden Einfluſs zu erleiden? Eine Kanonenkugel geht selten über $\frac{1}{8}$ Meile weit. Werden diese Feuerkugeln von Vulkanen ausgeworfen? Unmöglich! — denn, ungerechnet, daſs sie in ihrer Zusammensetzung vulkanischen Produkten ganz unähnlich sind, so müſsten sie sich in diesem Falle auch in einer schiefen Wurflinie bewegen, ungefähr wie Bomben, die aus einem Mörser geworfen werden; denn man kann sich nicht vorstellen, daſs sie in horizontaler Richtung ausgeworfen sein sollten, sondern sie müſsten aus dem Krater in senkrechter Richtung ausgeworfen sein. — Bilden sie sich in der Luft? — Dem widerspricht alles, was wir von der Natur dieser Körper und ihrem Verhalten zum Wärmestoffe wissen; sie sind, den Schwefel ausgenommen, sämmtlich feuerbeständig, und es ist uns keine Art von Auflösung derselben in der Luft bekannt. — Die Vermuthung, daſs diese entweder aus den groſsen, unaufhörlich feuerspeienden Vulkanen des Mondes mit solcher Kraft ausgeworfen sein sollten, daſs sie aus der Anziehungssphäre desselben in die der Erde gerathen könnten, läſst sich eben so wenig erweisen, als die Hypothese über ihren kosmischen Ursprung, nach welcher sie isolirte Massen sein sollen, die gleich den Planeten sich um die Sonne bewegten und bei ihrer Annäherung an die Erde allmählig von ihrer Bahn abgelenkt und auf die Erde zu fallen genöthiget würden.

Die Vermuthung ihres kosmischen Ursprungs, so wenig befriedigend sie auch übrigens ist, verträgt sich noch am besten mit der Schnelligkeit, dem Wärmegrade und der Richtung derselben; allein ihre stets gleichartige Zusammensetzung vermehrt wenigstens die Wahrscheinlichkeit dieser Vermuthung nicht, wenn sie ihr auch nicht gradezu widerstreitet. Ueberdieſs hat man Steinregen beobachtet, die schwerlich nach dieser Hypothese erklär-

bar sind; z. B. den am 26. April 1803 im Departement l'Aigle in Frankreich gefallenen. Man sah um 1 Uhr Nachmittags zu Caen eine groſse Feuerkugel, die am lichten Tage mit unglaublicher Schnelligkeit umherfuhr, und wenige Augenblicke nachher einige tausend gröſsere und kleinere Steine aus einer länglichen, vierseitigen, schwarzen Wolke, die 5 Minuten lang unaufhörlich krachte, und dabei ganz still zu stehen schien, — herabregnete *).

Die auſserordentliche Schnelligkeit, womit diese Feuerkugeln, selbst in den dünneren Theilen der Atmosphäre, die Luft vor sich zusammendrücken, entwickelt Wärmestoff, welcher, je näher sie der Erde kommen und je mehr die Luft an Dichtigkeit zunimmt, sich vermehren muſs, so daſs sie zu glühen anfangen, sich entzünden und mit den gewöhnlichen Verbrennungs-Phänomenen des Eisens brennen, bis sie endlich bei einer gewissen höheren Temperatur, wenn der in ihrer Masse befindliche Schwefel durch die Hitze in Gasgestalt versetzt wird, mit einem Knalle zerspringen und in Stücken niederfallen. Die Einwirkung der Hitze auf sie ist zwar hinreichend gewesen, ihre Oberfläche zu verglasen, kann aber doch nur einen Augenblick gedauert haben. Denn sie sind zwar immer äuſserlich mit einer dunklen verglasten Rinde umgeben; unter dieser aber findet man Schwefelkies, der bei höherer Temperatur zersetzt wird, und daher einen Beweis giebt, daſs die Hitze nicht tiefer eingedrungen sei. Sie sind beim Niederfallen gewöhnlich warm, aber niemals glühend oder so heiſs, daſs sie die Körper, auf welche sie fallen, entzünden oder verkohlen sollten.

2) Lichtstreifen. Bei hellen und ruhigen Abenden, besonders im Herbste und gegen den Winter hin, sieht man bisweilen einen Lichtstreifen in sehr schiefer Richtung gegen die Erde hervorbrechen, der eine Flamme bildet, die in der Mitte am breitesten ist, und nach dem unteren Ende scharf und spitzig zuläuft. Die Erscheinung dauert nur einen Augenblick und verschwindet ohne

*) Man lese darüber Chladni's angeführtes Werk nach.

Knall, sie erleuchtet die ganze Gegend stärker als ein Blitz, dauert auch ein wenig länger, als dieser. Sie zeigt sich zuweilen sehr hoch oben in der Luft, und wird von weit entlegenen Orten gesehen. Man nimmt genau wahr, daſs die Erscheinung in einer Verbrennung besteht, und aus ihrer Richtung sieht man, daſs es ein fallender Körper ist, welcher brennt; allein die Natur des brennenden Körpers selbst und die Produkte seiner Verbrennung sind uns unbekannt.

3) Sternschnuppen. Dieses sehr gemeine Meteor ereignet sich sehr hoch in der Luft und gehört wahrscheinlich ebenfalls dem Verbrennen an. Bald verschwindet der anscheinend niederfallende Stern sehr schnell, bald, wiewohl seltener, sieht man den Strahl durch die ganze Atmosphäre bis zur Erdoberfläche niederfahren. Man weiſs noch nicht zuverlässig, daſs der brennende Körper auf irgend einer Stelle niedergefallen und untersucht worden wäre.

4) Irrlichter oder Irrwische nennt man kleine Flammen, welche bisweilen bei warmen und ruhigen Abenden nahe über dem Erdboden in der Luft erscheinen. Sie folgen dem Luftzuge und weichen dem aus, der ihnen nahe zu kommen sucht. Fludd und Chladni versichern, welche gefangen, und darin einen schleimigen, geruch- und geschmacklosen, dem Froschlaich ähnlichen Stoff gefunden zu haben, welcher leuchtete, aber nicht brannte, und wahrscheinlich seinen Ursprung von verfaulten Vegetabilien haben mochte. Manche haben behauptet, daſs diese Erscheinung durch Phosphor-Wasserstoff veranlaſst werde; dieſs ist aber unmöglich, weil, wie man sich erinnert, die Gasarten die Eigenschaften besitzen, sich schnell mit der Luft zu mengen, und weil dann der eigenthümliche widrige Geruch jener Gasart an allen Stellen verbreitet sein müſste, wo Irrlichter entstehen. — (Die sogenannten Elmsfeuer sind schon bei der Elektricität erwähnt worden.)

5) Nordscheine. Dieses allgemein bekannte Phänomen zeigt sich, jedoch etwas schwächer, auch nach dem

Südpole zu, und wird häufiger und stärker, je mehr man sich den Polen nähert. Bisweilen bleiben die Nordlichter mehrere Jahrzehende lang ganz aus, kehren aber dann mit abwechselnd mehr oder weniger Stärke zurück. Sie erscheinen in den höchsten Theilen der Atmosphäre, wo diese im höchsten Grade verdünnt ist; sind dem elektrischen Lichte im luftleeren Raume ähnlich, und man hat gefunden, daſs sie die Magnetnadel ein wenig beunruhigen. Ihre Natur ist uns unbekannt. Benj. Franklin erklärte sie für Elektricität, welche die von den wärmeren Erdtheilen in die Luft aufsteigenden Dünste begleite und in der Nähe der Pole mit jenem Lichte wieder niederströme. Die wahrscheinlichste Vermuthung darüber ist, daſs der elektrische Stoff des Erdkörpers, eben so wie der magnetische, sich in einem gewissen Grade der Vertheilung zwischen beiden Polen befinde und fortdauernd das Gleichgewicht dadurch wieder herzustellen suche, daſs die getheilten + und — E über der Atmosphäre, also gleichsam in einem luftleeren Raume, ausströmen, sich hier begegnen und gegenseitig sättigen. Aus der ungleichen Stärke der Vertheilung der elektrischen Materie des Erdkörpers läſst sich auch die ungleiche Stärke des Phänomens, die beständigen Veränderungen während seiner Dauer und sein Ausbleiben von Zeit zu Zeit, sehr leicht erklären. Daſs die Erklärung zugleich voraussetzt, daſs die Erscheinung mit der Annäherung an die Pole immer stärker, auf den mittleren Theilen der Erde aber niemals sichtbar werden könne, ist leicht einzusehen.

Professor Hansten hat verschiedene Beobachtungen bekannt gemacht, welche zu beweisen scheinen, daſs das Nordlicht jedesmal einen magnetischen Pol der Erde zum Mittelpunkte hat. In jedem Falle bleibt es unausgemacht, ob es eine elektrische Erscheinung ist, oder, nach den Vermuthungen dieses scharfsinnigen Forschers, ein, dem elektrischen Lichte ähnliches, magnetisches Licht sein könne.

Regenbogen, Nebensonnen, Mondhöfe und ähnliche Erscheinungen, die von der Brechung des Lichts durch

die in der Luft schwebenden Wasserdünste herrühren, gehören nicht in das Gebiet der Chemie; ihre Erklärung ist rein mathematisch.

Wasser.

Ich habe schon oben erwähnt, daſs das Wasser aus Sauerstoff und Wasserstoff bestehe, auch gezeigt, wie diese Bestandtheile von einander geschieden werden können. Hier wird nunmehr gezeigt werden, wie aus ihnen das Wasser wieder zusammengesetzt werden kann.

Wenn man in dem S. 162 beschriebenen Versuche, das Wasser durch Entladung der elektrischen Säule zu zerlegen, statt der Dräthe von leicht oxydirbaren Metallen, beide Dräthe, oder wenigstens den positiven, von Gold oder Platin macht; so wird zwar das Wasser so gut wie vorher in seine Bestandtheile zerlegt, allein der Sauerstoff verbindet sich nicht mit den Metallen, sondern entweicht in Gasgestalt und vermischt sich mit dem, vom entgegengesetzten Drathe aufsteigenden Wasserstoffgase. Sammelt man nun dieses entwickelte Gasgemenge und verbrennt es in einzelnen kleinen Portionen im Wasserstoffgas-Eudiometer; so verschwindet das Gas jedesmal vollkommen *) und es bildet sich in der Eudiometerröhre dem Gewicht nach eben so viel Wasser, als die verbrannten Gase wogen, und das Wasser im Zerlegungs-Apparate während des Versuches am Gewichte abgenommen hatte.

Ich halte es für überflüssig, alle die genauen Versuche hier zu beschreiben, die man angestellt hat, um das Wasser aus seinen Bestandtheilen zusammen zu setzen,

*) Hierzu wird jedoch erfordert, daſs das dazu angewandte Wasser frei von atmosphärischer Luft sei, weil sonst immer ein kleiner Theil der vorher im Wasser enthaltenen Luft zurückbleibt, welcher nachher mit den neugebildeten Gasarten allmählig ausgetrieben wird.

und die relativen Mengen der letztern auszumitteln. Genug, — man verbrannte Sauerstoff- und Wasserstoffgas in Apparaten, wo man das Gewicht der Gasarten vor dem Verbrennen mit dem Gewichte des dadurch erhaltenen Wassers und des übrig gebliebenen Gases genau bestimmen konnte, und fand jedesmal, daſs das erhaltene Wasser eben so viel, als die verschwundenen Gase, wog. Bei den Versuchen, welche Fourcroy, Vauquelin und Seguin ziemlich im Groſsen in der Absicht anstellten, um aus abgewogenen Mengen Gas wägbares Wasser hervorzubringen, glaubte man zu finden, daſs das Wasser aus 85 Theilen Sauerstoff und 15 Theilen Wasserstoff bestehe. Seitdem aber durch genaue Versuche ausgemittelt worden ist, daſs 2 Volumina Wasserstoffgas sich genau mit 1 Volumen Sauerstoffgas verbinden, und nachdem die relativen Gewichte beider Gase bestimmt worden sind, hat man gefunden, daſs das Wasser aus 88,94 Gewichtstheilen Sauerstoff und 11,06 Gewichtstheilen Wasserstoffgas besteht.

Auſser der Wägung der Gase selbst, ist die beste Art, die genaue Zusammensetzung des Wassers bestimmt zu untersuchen, die, daſs man in einer dazu geeigneten Glasröhre eine abgewogene Menge Kupferoxyd erhitzt, und dann reines Wasserstoffgas in die Röhre leitet, wobei das Oxyd reduzirt und Wasser gebildet wird. Man sammelt hierauf das Wasser und wiegt es, sowie das rückständige Kupferoxyd, wo sodann das Uebergewicht, welches das Wasser mehr wiegt, als was das Kupferoxyd am Gewichte verloren hat, die relativen Quantitäten des zur Bildung des Wassers verwendeten Wasserstoffs und Sauerstoffs anzeigt. Dieſs stimmt auch mit den Resultaten überein, welche man durch die Bestimmung des specifischen Gewichts beider Gasarten erhält. Durch eine etwas fehlerhafte Angabe dieser Resultate hat man das Wasser bisher als aus 11,75 Wasserstoff und 88,25 Sauerstoff bestehend angesehen, wie aus Biot's und Arrago's Bestimmung des specifischen Gewichts des Wasserstoffs hervorging.

Bei dem Versuche, das Wasserstoffgas aus Wasserdämpfen zu gewinnen, die man durch glühende Stückchen Eisendrath leitet, hatte man ferner gefunden, daſs man dabei ein Volumen Wasserstoffgas erhielt, welches der Gewichtszunahme des Eisens durch den aufgenommenen Sauerstoff entsprach. Man hatte also sowohl durch Zusammensetzung, als durch Zerlegung des Wassers übereinstimmende Resultate erhalten. Ich werde hier noch einen Versuch anführen, bei welchem die Erzeugung des Wassers durch Verbrennen des Sauerstoff- und Wasserstoffgases mittelst eines sehr einfachen Apparats bewerkstelliget werden kann, der aber freilich keine solche Genauigkeit zuläſst, daſs die Produkte gewogen werden könnten.

Man bereitet sich Sauerstoff- und Wasserstoffgas auf eine der vorher beschriebenen Weisen, und fängt diese Gase, jedes für sich, in solchen Gasbehältern auf, wie ich im dritten Theile unter diesem Artikel beschreiben werde. An das Ableitungsrohr dieser Behälter befestiget man, mittelst eines biegsamen Zwischenrohrs von elastischem Gummi, eine Glasröhre, die so gebogen ist, wie Fig. 21. Taf. II. zeigt. Zugleich läſst man sich eine Glocke von Krystallglas blasen, die wie Fig. 20. A. gestaltet ist. Diese Glocke muſs bei Anstellung des Versuches inwendig völlig trocken sein, und wird deshalb, um Wasser und Quecksilber gänzlich entbehren zu können, auf folgende Weise mit Sauerstoffgas gefüllt. Man stürzt nämlich die Glocke, wie in Fig. 20. B., um, und setzt in ihre, nach oben gekehrte, weitere Oeffnung, einen gut passenden Kork ein, in welchen man vorher zwei Löcher gemacht hat. Durch das eine dieser Löcher wird eine, bis zu dem Pfropfe der unteren Oeffnung der Glocke gehende Glasröhre eingesetzt, deren oberes (wie in der Figur) gekrümmtes Ende mittelst eines Rohres von elastischem Gummi in dem Ableitungsrohre des Sauerstoffgas-Behälters befestiget wird. Durch das andere Loch wird eine kurze Glasröhre gesteckt, die in der Glocke nicht aus dem Korke hervorsteht, sondern mit diesem sich en-

diget. Man läſst nun Sauerstoffgas, anfangs langsam, dann schneller in die Glocke einströmen; durch seine Schwere senkt es sich zu Boden und treibt die leichtere atmosphärische Luft oben zu der kurzen Röhre heraus. Aus dem, was ich über die Neigung der Gasarten, sich mit atmosphärischer Luft zu vermengen, angeführt habe, sieht man leicht ein, daſs ein Theil des Sauerstoffgases sich mit der Luft mengen müsse, ehe diese oben heraus getrieben wird; allein man sieht leicht, ob die Glocke mit Sauerstoffgas angefüllt ist, wenn man der kurzen Röhre einen glimmenden Spahn nähert, der sich im Sauerstoffgase mit der gewöhnlichen Heftigkeit entzündet, sobald die Luft völlig ausgetrieben ist und das Sauerstoffgas zu entweichen anfängt. Gebraucht man die Vorsicht, etwas Sauerstoffgas ausströmen zu lassen, so wird die an Sauerstoffgas reichere atmosphärische Luft, welche sich über dem einströmenden reinen Sauerstoffgas bildete, zugleich mit ausgetrieben, und das Gas in der Glocke wird um so mehr vom Stickstoffe befreit. — Nun werden die im Gasbehälter befestigten gekrümmten Glasröhren zusammen in ein, zur Hälfte mit Quecksilber gefülltes Glas gestellt, wie Fig. 21. Taf. II. zeigt. Der Wasserstoffgas-Behälter wird nun geöffnet, und das hervorströmende Gas angezündet, wobei man mittelst des Ventils das Ausströmen so zu leiten sucht, daſs die Flamme nicht zu groſs wird. Hierauf wird der Kork aus der mit Sauerstoffgas gefüllten Glasglocke herausgenommen und diese schnell über die Röhren gestürzt, so daſs das offene Ende der Glocke in das Quecksilber zu stehen kommt. Dabei wird zugleich das Ventil des Sauerstoffgas-Behälters geöffnet, jedoch mit der Vorsicht, daſs nur $\frac{1}{2}$ soviel Sauerstoffgas als Wasserstoffgas in die Glocke ströme, weil sich auſserdem diese mit mehr Sauerstoffgas anfüllt, als der Wasserstoff zu verzehren vermag, das Quecksilber niedergedrückt wird und die Gase durch die Oeffnung herausdringen. Das Wasser, welches sich bildet, wird von der Glocke abgekühlt, setzt sich an den Wänden derselben in Dampfgestalt an, flieſst endlich in Tropfen herunter

und

und sammelt sich in den Vertiefungen der Glocke bei b Fig. 20. A. Je langsamer der Versuch von statten geht, desto weniger wird die Glocke erhitzt, und desto vollkommener glückt derselbe.

Das Wasser, welches man dabei erhält, schmeckt gewöhnlich säuerlich, und enthält ein wenig Salpetersäure. Dieſs rührt daher, daſs der Braunstein, aus welchem das Sauerstoffgas gewöhnlich bereitet wird, Stickstoff enthält, dessen Beimengung schwerlich vermieden werden kann, und daſs — den Stickstoff ungerechnet, welcher von der atmosphärischen Luft unter der Glocke zurückgeblieben sein kann — derselbe durch die Flamme des Wasserstoffgases mit erhitzt und durch das Verbrennen in Salpetersäure verwandelt wird. Durch groſse Sorgfalt bei der Bereitung des Sauerstoffgases und beim Füllen der Glocke kann man es indessen dahin bringen, völlig reines und von Salpetersäure freies Wasser zu erhalten. Bleibt dagegen beim Anfange des Versuches atmosphärische Luft, statt reinen Sauerstoffgases, in der Glocke zurück, so kann der Gehalt an Salpetersäure ziemlich bedeutend werden.

Die Entdeckung der Zusammensetzung des Wassers gehört dem Engländer Cavendish an, und ist noch kein halbes Jahrhundert alt. Sie wurde von den französischen Chemikern bestätiget und genauer bestimmt, fand aber dennoch ihre hartnäckigen Widersacher. Man glaubte nämlich gefunden zu haben, daſs Wasser, welches auf glühende Metalle getropft oder durch glühende Thonröhren geleitet werde, sich zum Theil in Stickstoffgas verwandele. Allein von Hauch bewieſs, daſs dieses Stickstoffgas von der benachbarten atmosphärischen Luft herrühre, und daſs man keines erhalte, wenn man Apparate von Metall anwendet und die aus porösen Körpern, wie Thon oder Steingut, vermeidet. Eben so glaubte man gefunden zu haben, daſs Wasser, theils durch Reiben im Mörser, theils durch Kochen in Glasgefäſsen, in Erde verwandelt werden könne; allein im ersteren Falle entstand die Erde durch Abnutzung des Mörsers, im letz-

tern durch Auflösung des Glases. Lavoisier digerirte 14 Wochen lang Wasser bei + 85° in einem verschlossenen Glasgefäſse, und fand, daſs das Glas eben so viel am Gewichte verloren habe, als die mit dem Wasser gemengte Erde, mit den bei Verdunstung des Wassers zurückgebliebenen Stoffen zusammen genommen, am Gewichte betrug.

Bei der Mitteltemperatur unserer Atmosphäre beibt das Wasser stets flüssig; vermindert sich aber die Wärme bis unter 0° am Thermometer, so nimmt es feste Gestalt an, und verwandelt sich in Eis. Das Eis ist daher nichts anders, als Wasser in fester Gestalt und unterscheidet sich vom flüssigen Wasser eben so, wie sich ein Stück fester Schwefel von geschmolzenem Schwefel unterscheidet. Ich habe schon angeführt, daſs ein groſser Theil der festen Masse des Erdkörpers aus Wasser in fester Gestalt, oder Eis, bestehe, und daſs man es nur auf denjenigen Theilen der Erdoberfläche flüssig findet, welche von den Sonnenstrahlen erwärmt werden können. Sowie der Atmosphäre in einer gewissen Höhe, selbst mitten über dem Erdäquator, die Wärme ausgeht, so muſs diese auch in der Erdmasse selbst abnehmen und in einem gewissen Abstande von ihrer Oberfläche ganz fehlen.

Wenn das Wasser erstarrt, so nimmt es, wie die meisten übrigen Körper, Krystallgestalt an, wie unsere gefrorenen Fenster im Winter deutlich beweisen. Betrachtet man Wasser, welches in einem dünnen Glase, bei mäſsiger Kälte langsam zu frieren anfängt; so sieht man erst ein dünnes Eisblatt auf der Oberfläche, dann aber Eisnadeln entstehen, die unter bestimmten Winkeln von 60° und 120° hervor schieſsen; an diese setzen sich neue, an diese wieder andere an, u. s. f. bis endlich die ganze Masse erstarrt ist. Diese Krystalle zeigen, wie die Krystalle anderer Körper, mancherlei Gestalten, welche theils von der Heftigkeit der Kälte und der Schnelligkeit ihrer Bildung, theils von den verschiedenen Graden der Ruhe beim Frieren und dergleichen Umständen mehr abhängen. So findet man das Wasser bald in langen geraden Na-

deln krystallisirt, bald in federartigen Krystallen, bald in glänzenden schuppenähnlichen Blättchen, welche vielseitige Zwischenräume zwischen sich lassen u. s. w.

Bei völliger Ruhe wird ein weit niedriger Wärmegrad, als der Frostpunkt, zur Versetzung des Wassers in die feste Gestalt erfordert, und ich habe schon oben erwähnt, dafs es bei völliger Ruhe mehrere Grade unter 0° seine flüssige Gestalt beibehalten kann, und erst dann erstarrt, wenn man es umschüttelt. Im luftleeren Raume gefriert das Wasser niemals eher, als bis es fast bis — 5° erkaltet ist, erwärmt sich aber im Augenblicke der Erstarrung wieder bis zu 0°.

Krystallisirte Körper sind im allgemeinen leichter, als sie vorher im flüssigen Zustande waren; diefs ist auch der Fall mit dem Eise, dessen specifisches Gewicht nur 0,916 beträgt. Die Ursache dieser gröfsern Leichtigkeit liegt darin, dafs während des Anschiefsens der Krystalle die Zusammenhangs-Verwandtschaft (Cohäsion) nicht auf alle kleinste Theilchen gleichförmig wirkt, sondern dieselben in gewissen Richtungen mit stärkerer Kraft zusammenfügt, als an anderen Stellen. Dadurch wird die Gestalt der Krystalle bestimmt; es entstehen aber auch dadurch an denjenigen Stellen, wo die Cohäsionskraft schwächer wirkt, kleine Zwischenräume, welche verursachen, dafs sich die Masse beim Anschiefsen ausdehnt. Die Ausdehnung des Eises kann man indessen auch einer anderen Ursache zuschreiben, die auch in freier Luft immer dazu mitwirkt, und das Eis weit leichter macht, als es vermöge seiner Krystallisation allein sein sollte. Diese Ursache ist, dafs das Wasser eine bestimmte Menge Luft enthält, welche keine feste Gestalt annehmen kann, sondern während des Gefrierens in unendlich feinen Luftbläschen ausgesondert wird, die das Eis undurchsichtig machen und dem blofsen Auge deutlich sichtbar sind. Man hat versucht, das Wasser durch Kochen oder unter der Luftpumpe von dieser Luft zu befreien, dessen ungeachtet aber das Eis immer blasig gefunden. Indessen kann man, wenn man destillirtes Wasser in einem klei-

nen Glaskolben lange kocht, so daſs die Luft aus dem oberen Theile des Kolbens ausgetrieben und durch Wassergas ersetzt wird, dann aber den Kolben während des Kochens luftdicht verkorkt, nachher durch Gefrieren dieses Wassers eine völlig luftfreie und durchsichtige Eismasse erhalten, in welcher sich die Brechung der Lichtstrahlen nach den verschiedenen Richtungen der Krystallflächen beobachten läſst. Allein selbst dieses Eis ist leichter, als Wasser. Die Ausdehnung des Eises geschieht mit solcher Kraft, daſs eine kupferne Kugel oder ein Flintenlauf, wenn man sie voll Wasser füllt und stark zupfropft, beim Gefrieren des Wassers zerspringen.

Wasser, welches andere Stoffe, z. B. Salze, Säuren, Alkohol u. d. mehr enthält, gefriert, mit wenigen Ausnahmen, langsamer, und das zwar um so mehr, je mehr es von diesen Beimengungen enthält. Wenn ein Theil einer solchen Auflösung gefriert, so friert gewöhnlich fast nur das Wasser und die rückständige Auflösung ist dann um soviel mehr concentrirt. Daher pflegt man auf diese Weise, z. B. Essig und Citronensaft zu concentriren.

Das Eis ist wärmeleitend für alle Wärmegrade unter 0°, wiewohl es die Wärme sehr schlecht leitet. Ueber den Frostpunkt hinaus saugt es den Wärmestoff ein und verwandelt sich dadurch in Wasser. Durch Reiben kann es elektrisch werden und ist sonach ein Nichtleiter für die Elektricität. — Wenn das Eis aufthaut, erhalten sich die regelmäſsigsten Krystalle, nebst den zuerst gebildeten Nadeln, länger, als das übrige, minder regelmäſsig angeschossene. Beim Schmelzen zu Wasser von 0° Temperatur bindet es eben soviel Wärmestoff, als zur Erwärmung einer gleichen Menge eiskalten Wassers bis + 80° erforderlich sein würde.

Das Wasser in flüssiger Gestalt ist, wie alle Flüssigkeiten, wenig elastisch, und läſst sich so unmerklich wenig zusammendrücken, daſs man es für unmöglich hält, es in ein engeres Volumen zu zwängen. Der Druck einer ganzen Atmosphäre vermindert seinen Umfang kaum

um $\frac{4}{100000}$; allein durch seine eigene Schwere wird es dennoch in Seen und im Meere so zusammengedrückt, daſs dessen Dichtigkeit von der Oberfläche nach dem Boden zu immer mehr zunimmt. Sein specifisches Gewicht wird zu 1,000 angenommen und dient zum Maaſsstabe für die specifischen Gewichte aller anderen Körper. Reines Wasser hat weder Farbe, Geruch, noch Geschmack und ist an und für sich selbst völlig unveränderlich.

Das Wasser wird durch den Wärmestoff ausgedehnt, wie alle andere Körper; allein diese Ausdehnung unterscheidet sich auf eine merkwürdige Weise von der Ausdehnung anderer Körper. Sie ist sehr gering und macht von 0° bis + 100° nur 0,012 vom Volumen des Wassers aus. — Dabei ist die Dichtigkeit des Wassers nicht bei 0° am gröſsten, sondern tritt erst bei $4\frac{1}{3}$° über dem Gefrierpunkte ein; von diesem Punkte an dehnt es sich beständig aus, sowohl beim Abkühlen, als bei der Erwärmung, so daſs es bei 0° genau dasselbe Volumen, wie bei + 11° einnimmt. Dieser Umstand läſst sich durch einen sehr einfachen Versuch darthun. Man stellt nämlich in ein Glas mit Wasser von + 0° zwei Thermometer, so daſs die Kugel des Einen ein Stückchen über der andern steht. So wie nun das Wasser erwärmt wird, steigt das Thermometer, dessen Kugel zu unterst steht, weil das wärmere Wasser in dem kältern niedersinkt. Ist das unterste bis zu + $4\frac{1}{3}$° gekommen, so steigt es nicht mehr; allmählig aber steigt das obere bis zu + $4\frac{1}{3}$° und beide stehen nunmehr gleich. Hat dieſs einige Augenblicke gedauert, so steigt das obere in weit schnellerem Verhältnisse, als das untere, weil nunmehr das erwärmte Wasser auf dem kälteren schwimmt.

Das Wasser bricht gleichwohl in diesem Zustande der höchsten Dichtigkeit das Licht nicht stärker, als bei niedrigeren Graden. Arago und Fresnel haben beobachtet, daſs das Brechungsvermögen desselben bis zum Gefrierpunkte beständig zunimmt, ganz so, als ob das Wasser bis zu seinem Erstarren sich fortdauernd zusammenzöge.

Diese in ihrer Art einzige Ausnahme von den, für die

Einwirkung des Wärmestoffs auf liquide Körper, bestehenden Regeln, verdient um so mehr groſse Aufmerksamkeit, weil, wenn sich dieſs nicht so verhielte, ein groſser Theil der kälteren Zonen unseres Erdballs unbewohnt bleiben würde. Das Wasser würde nämlich im Winter ziemlich bald, selbst in den gröſseren Seen, bis 0° und darunter abgekühlt werden, und seiner ganzen Masse nach auf Einmal erstarren, alle Fische würden sterben, die übrigen Klassen der lebenden Wesen aber Mangel an flüssigem Wasser leiden und die Sommer kaum hinreichen, diese ungeheuren Eismassen wieder zu schmelzen. So aber sinkt das Wasser, sobald es bis zu + $4\frac{1}{3}$° abgekühlt ist, in den Seen zu Boden, und wenn endlich die ganze See diese Temperatur angenommen hat, so kann nur die Oberfläche derselben noch unter diese Temperatur hinab abgekühlt werden, weil nun das kältere Wasser leichter, als das warme ist, und weil das Wasser, wie alle tropfbare Flüssigkeiten, den Wärmestoff sehr langsam leitet. Der Grund der Seen behält daher die Temperatur von + $4\frac{1}{3}$°, und das Wasser, welches aus ihnen ausflieſst, ist stets 3 bis 4° über den Eispunkt erwärmt, behält auch diese Temperatur auf dem Boden der Flüsse, so daſs selbst in unseren kältesten Wintern Ströme und groſse Bäche selten bis zum Boden ausfrieren.

Im Meere hingegen, wo das Wasser sehr viel Salz aufgelöst enthält, tritt, nach Marcet's Versuchen, diese Abweichung nicht ein. Das salzige Meerwasser ist bei + $4\frac{1}{3}$° nicht am dichtesten, und hat keinen entsprechenden dichteren Punkt, sondern es zieht sich beständig zusammen, bis es gefriert, und auch dann erstarrt nur das Wasser, das Salz aber bildet mit dem ungefrorenen Wasser eine um so mehr concentrirte und schwerere Flüssigkeit; daher auch auf dem Meere nur die Oberfläche des Wassers zu Eise gefrieren kann.

Man hat vorgeschlagen bei allen Berechnungen des eigenthümlichen Gewichts der Körper die Dichtheit des Wassers bei + $4\frac{1}{3}$° zur Einheit anzunehmen. Tralles

hat zu diesem Behufe folgende Tabelle über das verschiedene eigenthümliche Gewicht des Wassers bei den gewöhnlichen Temperaturen der atmosphärischen Luft nach Fahrenheits Skala gegeben:

Thermom. Gr.	Eigenth. Gew. des Wassers.	Eigenth. Gew. der Luft.
40°	1,00000	0,00128
45	0,99992	0,00127
50	0,99974	0,00126
55	0,99944	0,00125
60	0,99906	0,00124
65	0,99856	0,00123
70	0,99800	0,00122
75	0,98736	0,00121

Von + 11° (Cels.) an dehnt es sich sodann allmählig aus, bis sein Volumen bei + 100° am gröfsten ist. Dann kommt das Wasser ins Kochen und wird in Gas verwandelt. Einige Augenblicke zuvor ehe es zu kochen anfängt, hört man bisweilen einen tönenden Laut. Diefs rührt daher, dafs die Blasen von Wassergas, welche sich auf dem Boden bilden, während des Aufsteigens sich abkühlen und verdichten, wodurch ein luftleerer Raum entsteht, welcher vom Wasser ausgefüllt wird und diesen Laut verursacht. Sobald die ganze Wassermasse die Temperatur von + 100° angenommen hat, steigen die Dämpfe unverändert empor, der Laut verschwindet und es entsteht das gewöhnliche polternde Geräusch des Kochens. Um das Wasser vom Kochpunkte an in Gasgestalt zu verwandeln, wird eben so viel Wärme erfordert, als zur Erhitzung desselben von + 100° bis + $453\frac{2}{3}$ Grad nöthig ist, das heifst 4,586 Mal so viel Wärme, als zu Erhitzung desselben von 0° bis + 100° erfordert wird. Nach Gay-Lussac nimmt ein gewisses Volumen Wasser, wenn es in Wassergas verwandelt wird, bei 76 Centimeter Barometerhöhe und + 100° Temperatur, 1696,4 Mal so viel Raum ein, als vorher in tropfbarflüssiger Gestalt.

Das Wassergas behält seine Gasgestalt vom Koch-

punkte an, bei allen höheren Graden in freier Luft und wenn es nicht zusammengedrückt wird, beständig bei. Das Volumen des Wassergases vermehrt sich bei Zunahme der Wärmegrade, auf dieselbe Weise, wie es mit anderen Gasarten der Fall ist. Es hat einen so hohen Grad von Elasticität, das dasselbe in die stärksten Gefäſse eingeschlossen, diese bei steigender Hitze zersprengt. Auf diese Eigenschaft des Wassergases gründen sich die Dampfmaschinen, oder unrichtig sogenannten Feuermaschinen.

Wird das Wassergas unter + 100° abgekühlt, so verdichtet es sich wieder zu flüssigem Wasser. Geschieht diese Abkühlung in der Luft, so geht das Gas in den Mittelzustand über, in welchem wir es Dampf oder Dunst nennen (S. 46.) und bildet eine mit den Wolken gleichartige Zusammenhäufung von Wasser in seiner feinsten mechanischen Vertheilung. Das gefällte Wasser nimmt aber dabei nicht die Gestalt von Tropfen, sondern von kleinen unendlich feinen Bläschen an. Man kann sich davon leicht überzeugen, wenn man mit einem Mikroskop von $1\frac{1}{2}$ bis 2 Zoll Brennweite die Wasserdämpfe betrachtet, welche sich über einer etwas erhitzten dunklen Flüssigkeit, z. B. Kaffe oder Tinte bilden; man sieht hier diese kleinen Bläschen sich nach mehreren Richtungen bewegen, nämlich nach den Luftströmen, welche durch die Erwärmung der Oberfläche der Flüssigkeit entstehen. Dasselbe kann man in den Wolken auf hohen Bergen, oder an einem neblichten Tage beobachten, wenn man mit einem ähnlichen Mikroskope nach einem dunklen Körper, z. B. den Boden einer schwarzen Schnupftabaksdose hin sieht. Hier und da sieht man zugleich einen wirklichen kleinen Tropfen durch den Brennpunkt des Vergröſserungsglases gehen, wodurch man in den Stand gesetzt wird, jene Bläschen damit zu vergleichen. Sie sind von verschiedener Gröſse; nach Saussure's Messungen beträgt der Durchmesser der kleinsten $\frac{1}{4500}$ Zoll, bei den gröſsten aber $\frac{1}{2780}$ Zoll. — Wenn diese Bläschen an einander stoſsen, so zerspringen sie und bilden einen kleinen Tropfen. — Geschieht die Abkühlung des Wassergases auf einer kal-

ten Flüssigkeit oder auf einem festen Körper, so entsteht kein Dampf, sondern das Wasser setzt sich darauf gleich in völlig flüssiger Gestalt ab.

Was ich hier von der Verdichtung des Wassergases und von der Bildung der Wasserdämpfe gesagt habe, gilt auch für alle andere, durch Kochen verflüchtigte Flüssigkeiten, die sich in der Luft oder auf kälteren Körpern verdichten.

Verdunstung. Luftwasser.

Läſst man Wasser in offener Luft stehen, so verliert es nach und nach am Gewichte und trocknet zuletzt ganz ein. Dieſs nennt man Verdunstung; sie geht um so schneller von statten, je höher die Temperatur ist, je gröſsere Oberfläche das Wasser hat, und je schneller die Luft darüber wechselt.

Man hat darüber gestritten, ob das Wasser hierbei von der Luft aufgelöst werde, wie ein Salz im Wasser, oder ob es in ein Gas verwandelt werde, welches nicht von der Luft, sondern bloſs von der Temperatur herrühren würde. — Die letztere Meinung ist durch genaue Versuche bestätiget worden. Man hat nämlich Wasser in den luftleeren Raum des Barometers eingeschlossen, und gefunden, daſs dasselbe hier eben so gut, als in freier Luft, Gasgestalt annimmt, und daſs bei gleichem Thermometergrade eine gleich groſse Menge Wasser in Dämpfe verwandelt wird, als wenn die Luft zugleich Zutritt hat. Auch sind wir durch diesen Versuch belehrt worden, daſs unsere Erde, sie möchte nun von atmosphärischer Luft umgeben sein oder nicht, dennoch eine Atmosphäre von Wassergas um sich haben würde, deren Quantität von der Temperatur abhinge, und bei gleichen Temperaturen, mit oder ohne Luft, immer gleich groſs sein würde.

Dieſs beweist sonach, daſs die chemische Verwandtschaft der Luft zum Wasser dessen Verdunstung nicht vermehrt, und das um so mehr, als alle Gasarten bei gleichen Temperaturen gleiche Wassermengen aufnehmen.

Auf der anderen Seite scheint damit im Widerspruche zu stehen, daſs die Verdunstung des Wassers durch Luftwechsel oder Wind vermehrt wird, und daſs das Wasser dabei so viel Wärmestoff bindet, daſs dessen verdunstende Oberfläche dadurch abgekühlt wird. Dieser Widerspruch ist indessen nur scheinbar, denn der Luftwechsel erleichtert die Verdunstung nur in so weit, als er das über der Wasserfläche stehende Wassergas fortführt. Wenn man sich eine verdunstende Wasserfläche vorstellt, findet man, daſs sich in der nächsten oberen Luftschicht eine Lage von Wassergas bilden muſs, welche auf ihr aufruht, und von dem neu hinzukommenden Gase gehoben werden, dadurch aber die Verdunstung immer langsamer fortschreiten muſs, je dicker diese Lage von Wassergas wird. Das Wassergas wirkt hier der Verdunstung theils durch seine Schwere entgegen, theils durch seine Trägheit (*vis inertiae*, oder den Widerstand, den ein jeder ruhender Körper gegen denjenigen ausübt, welcher ihn in Bewegung setzen will). Die Luft ist demnach mehr ein Hinderniſs der Verdunstung, als ein Beförderungsmittel derselben, weil sie den Raum einnimmt, in welchem sich das Wassergas ausbreiten würde. Daher geht die Verdunstung auf hohen Bergen, in einer dünneren Luft, weit schneller von statten, wo das Wassergas mehr Raum zu seiner Ausbreitung hat; und im luftleeren Raum verbreitet sich das Verdunstende mit der Geschwindigkeit einer abgeschossenen Kanonenkugel.

Ueberdieſs muſs die Verdunstung die verdunstende Oberfläche abkühlen, ungeachtet das Aufsteigen des Wassers in Gasgestalt nur durch die Wärme dieser Oberfläche bestimmt wird. Denn wenn eine Wasserfläche z. B. bei + 15° in trockener Luft (d. h. in solcher, welche nicht vorher schon Wassergas enthielt,) verdunstet; so steigt das erste Gas mit der Expansionskraft *) des Wassers auf,

*) Hierunter versteht man den Grad des Strebens flüchtiger Körper nach Gasgestalt, wovon weiter unten die Rede sein wird.

welche das letztere bei + 15° besitzt. Das Wasser muſs aber, um sich in Gas zu verwandeln, Wärmestoff binden, und dadurch die Fläche, von welcher es in Gasgestalt aufsteigt, abkühlen. Hätte diese Abkühlung ½ Grad betragen, so behielte das zurückgebliebene Wasser + 14½ Grad und verdunstete nun mit der ihm bei diesem Wärmegrade zukommenden Expansionskraft. Wenn nun zugleich das neugebildete Wassergas entfernt wird, so geschieht die Verdunstung um so viel schneller, und die Abkühlung wird verhältniſsmäſsig desto stärker, weil die verlorene Wärme des Wassers nicht mit gleicher Schnelligkeit von der Luft und den benachbarten Körpern hinlänglich ersetzt wird. Dadurch kann das Wasser bei niedrigen Wärmegraden in trockener Luft bis zum Gefrieren abgekühlt werden, und Aether, Schwefel-Kohlenstoff und andere sehr flüchtige Körper können aus ganz gleichem Grunde bei der Sommer-Temperatur der Luft, durch Verdunstung, auf die angegebene Weise, einen noch weit höheren Kältegrad hervorbringen. Jede verdunstende Oberfläche muſs daher eine niedrigere Temperatur, als die benachbarten Körper, haben, und das um so viel mehr, je schneller die Verdunstung vor sich geht, und je weniger der Wärmestoff von den Umgebungen vollständig ersetzt wird.

Aus allem diesen ergiebt sich, daſs der Wassergehalt der Atmosphäre nicht von dem Lösungsvermögen der Luft herzuleiten ist, sondern daſs das in derselben enthaltene Wasser ein wahres Wassergas sei, welches unabhängig von ihr, bei unveränderlicher Temperatur, bis zu einer unveränderlichen Menge den Erdkreis umgeben würde. — Weil ich hier vom Gas rede, muſs ich nochmals an den Unterschied zwischen Gas und Dunst oder Dampf erinnern, daſs nämlich der letztere ein in der Luft niedergeschlagenes Gas ist, in welchem der, aus der Gasgestalt versetzte Stoff sich noch in der feinsten mechanischen Zertheilung, in Gestalt eines unklaren Rauches, schwebend erhält; — vor allen Dingen aber darf man nicht das unbeständige Gas mit dem Dampfe verwechseln, obschon

manche Schriftsteller unrichtiger Weise beide als gleichbedeutend betrachten.

Das Wassergas hat auch die allen Gasarten gemeinschaftliche Neigung, sich stets mit anderen Luftarten zu vermischen; daher breitet es sich überall in der Luft aus, so daſs der Druck der Atmosphäre der Verdunstung des Wassers nur in so fern hinderlich ist, als er die Ausbreitung des Wassergases erschwert. Ueberhaupt kann die Verdunstung keinesweges durch den Druck irgend einer anderen Gasart verhindert werden, als durch das Wassergas selbst, oder überhaupt durch dasjenige Gas, welches durch die Verdunstung selbst erst neu gebildet wird. Deſshalb geht die Verdunstung desto schneller vor sich, je weniger Wassergas in der Luft enthalten ist, und hört so gut als ganz auf, wenn diese so viel Gas aufgenommen hat, als sich bei der Temperatur der verdunstenden Oberfläche darin erhalten kann.

Alles was ich hier vom Wasser gesagt habe, gilt auch von allen andern flüchtigen Körpern, z. B. Aether, Alkohol, Schwefel, Phosphor, Schwefelsäure, Quecksilber u. dergl. m., obgleich die Verdunstung bei den letztern, weniger flüchtigen Körpern so wenig bedeutend ist, daſs sie bei der gewöhnlichen Temperatur der Luft für 0 angesehen werden kann.

Wenn Wasser oder irgend eine andere flüchtige Flüssigkeit verdunstet, und das Gas davon mit der Luft sich vermengt, so wird die ganze Masse der Luft dadurch um so viel schwerer, als die zugetretene unbeständige Gasart mehr, als die Luft für sich, wiegt, und folglich muſs dieselbe auch eine um so viel höhere Quecksilbersäule tragen. Man kann sich hiervon leicht durch einen ganz einfachen Versuch überzeugen. Man biege nämlich eine Glasröhre, von $\frac{1}{8}$ bis $\frac{1}{4}$ Zoll innerem Durchmesser, in Gestalt eines Hebers (Siphon) zusammen und schmelze den einen Schenkel derselben am Ende zu. In den offenen Schenkel gieſse man dann soviel Quecksilber, daſs es etwas über die Hälfte des Schenkels zu stehen kommt, lasse dann durch Neigung des Hebers aus dem andern

verschlossenen Schenkel desselben so viel Luft heraus, daſs das Quecksilber in beiden Schenkeln in gleicher Höhe steht, wenn man den Heber aufrecht stellt. Ist dieſs geschehen, so befestige man den Heber in dieser Stellung. Hierauf binde man an das Ende eines geglühten und weichen Eisendraths ein kleines Stück feinen Waschschwamm fest, welches man mit irgend einer flüchtigen Flüssigkeit, als Wasser, Alkohol oder Aether angefeuchtet hat, und führe diesen Schwamm durch das Quecksilber hindurch in den verschlossenen Schenkel, wo man ihn einige Augenblicke läſst. Hier verdunstet nun die Flüssigkeit so lange, bis so viel von diesem Gase, als bei der bestehenden Temperatur sich erhalten kann, die Gasgestalt angenommen hat. Wenn man hierauf den Drath nebst dem Schwamme wieder heraus nimmt, bemerkt man, daſs das Quecksilber im offenen Schenkel höher als im anderen Schenkel steht. Beim Wasser beträgt dieser höhere Stand in der gewöhnlichen Luft-Temperatur nicht mehr als eine oder ein Paar Linien, beim Alkohol aber mehr, und beim Aether sogar ein Paar Zolle.

Stellt man den Versuch auf die Art an, daſs man mehrere Barometerröhren mit Quecksilber füllt und sie dann umgekehrt in ein mit Quecksilber gefülltes Gefäſs neben einander stellt, so wird man (wenn von diesen Röhren, vor der Füllung mit Quecksilber, das eine völlig rein und ausgetrocknet gewesen, das zweite aber mit Wasser, das dritte mit Alkohol und das vierte mit Aether angefeuchtet worden ist,) finden, daſs das Quecksilber in allen diesen Röhren eine ungleiche Höhe einnimmt, und daſs es hier bei derjenigen Flüssigkeit am niedrigsten steht, bei welcher es im vorigen Versuche den höchsten Stand einnahm. In beiden Fällen wirkt aber einerlei Ursache; im erstern nämlich hebt die Schwere des unbeständigen Gases eine Quecksilbersäule bis zu einer gewissen Höhe; im letztern Falle hingegen ersetzt die Schwere des unbeständigen Gases eine gleich hohe Quecksilbersäule, um der Atmosphäre das Gleichgewicht zu halten.

Man bedient sich der Höhe der Quecksilbersäule als eines Maafses für die Neigung flüchtiger Flüssigkeiten Gasgestalt anzunehmen, und nennt diese Neigung deren Expansionskraft oder Tension; so sagt man z. B. die Tension des Wassers betrage bei + 15° Wärme $\frac{1}{2}$ Zoll, oder genauer 12,837 Millimeter, weil das Wassergas bei dieser Temperatur eine Quecksilbersäule von dieser Höhe tragen kann. Folgende (aus Biot's *Traité de Physique experimentale et mathematique, T.* 1. *S.* 531. entlehnte) Tabelle zeigt die

Tension des Wassers in Millimetern für jeden Grad des hunderttheiligen Thermometers.

Grade	Tension	Grade	Tension	Grade	Tension
— 20	1,333	0	5,059	+ 20	17,314
— 19	1,429	+ 1	5,393	21	18,317
— 18	1,531	2	5,748	22	19,417
— 17	1,638	3	6,123	23	20,577
— 16	1,755	4	6,523	24	21,805
— 15	1,879	5	6,947	25	23,090
— 14	2,011	6	7,396	26	24,452
— 13	2,152	7	7,871	27	25,881
— 12	2,302	8	8,375	28	27,390
— 11	2,461	9	8,909	29	29,045
— 10	2,631	10	9,475	30	30,643
— 9	2,812	11	10,074	31	32,410
— 8	3,005	12	10,707	32	34,261
— 7	3,210	13	11,378	33	36,188
— 6	3,428	14	12,087	34	38,254
— 5	3,660	15	12,837	35	40,404
— 4	3,907	16	13,630	36	42,743
— 3	4,170	17	14,468	37	45,038
— 2	4,448	18	15,353	38	44,579
— 1	4,745	19	16,288	39	50,147

Grade	Tension	Grade	Tension	Grade	Tension
+ 40	52,998	+ 71	239,45	+ 102	815,26
41	55,772	72	250,23	103	843,98
42	58,792	73	261,43	104	873,44
43	61,958	74	273,03	105	903,64
44	65,627	75	285,07	106	934,81
45	68,751	76	297,57	107	966,31
46	72,393	77	310,49	108	994,79
47	76,205	78	323,89	109	1032,04
48	80,195	79	337,76	110	1066,06
49	84,370	80	352,08	111	1100,87
50	88,742	81	367,00	112	1136,43
51	93,301	82	382,38	113	1172,78
52	98,075	83	398,28	114	1209,90
53	103,06	84	414,73	115	1247,81
54	108,27	85	431,71	116	1286,51
55	113,71	86	449,26	117	1325,98
56	119,39	87	467,38	118	1366,22
57	125,31	88	486,09	119	1407,24
58	131,50	89	505,38	120	1448,88
59	137,94	90	525,28	121	1491,58
60	144,66	91	545,80	122	1534,89
61	151,70	92	566,95	123	1578,96
62	158,96	93	588,74	124	1623,67
63	166,56	94	611,18	125	1669,31
64	174,47	95	634,27	126	1715,58
65	182,71	96	658,05	127	1762,56
66	191,27	97	682,59	128	1810,25
67	200,18	98	707,63	129	1858,63
68	209,44	99	733,46	130	1907,67
69	219,06	100	760,00		
70	229,07	101	787,27		

Wenn wir zu dem oben angeführten Beispiele vom Heber zurückkehren, und uns vorstellen, daſs auch das Glas des zugeblasenen Schenkels desselben das Vermögen

besitze, sich auszudehnen, so sollte das Quecksilber im offenen Schenkel herabsinken, während die Luft im anderen Schenkel durch das hinzukommende Volumen des Wassergases ihren Umfang erweitert. Allein, wenn man die Expansionskraft oder Tension der verdunsteten Flüssigkeit kennt, so ist leicht zu berechnen, um wieviel die Luft durch den Zutritt derselben ausgedehnt wird, weil die Summe der Tensionen von beiden dem Drucke der Atmosphäre das Gleichgewicht halten, das heifst: der Barometerhöhe, bei welcher der Versuch gemacht wird, gleich sein mufs. Nehmen wir an, dafs wir bei 76 Centimeter Barometerhöhe eine Flüssigkeit, deren Tension 38 Centimeter beträgt, in der Luft verdunsten lassen; so bleibt die Summe der Tensionen von beiden, so lange sie eingeschlossen sind, 1,14 Meter; erhalten sie aber Freiheit sich auszudehnen, so vermehrt sich ihr Volumen, bis ihre gemeinschaftliche Tension nur noch 76 Centimeter beträgt. Dann wird aber das Volumen der Luft verdoppelt, so dafs deren Tension nur 38 Centimeter ausmacht, d. h. das Volumen des zugetretenen Gases war dem Volumen der Luft gleich. Beträgt hingegen die Tension der Flüssigkeit 19 Centimeter; so mufs sich die Luft ausdehnen, bis ihre Tension 57 Centimeter wird, d. h. ihr Volumen vermehrt sich um $\frac{1}{4}$; denn 19 : 76 = 1 : 4, und das Volumen des neugebildeten Gases macht $\frac{1}{4}$ vom Volumen der Luft aus. Wäre ferner die Tension der Flüssigkeit 72 Centimeter (z. B. wie die des Aethers nahe an seinem Siedepunkte), so müfste die Luft sich so weit ausdehnen, bis ihre Tension nur noch 4 Centimeter betrüge, d. h. um ihr 19faches; weil 4 : 76 = 1 : 19. Wir wählen noch ein Beispiel aus Biot's Tabelle. Wir sehen aus dieser, dafs die Tension des Wassers bei + 80° = 15,353 Millimeter beträgt, d. h. dafs die eigenthümliche Expansion der Luft dann 744,647 Millimetern entsprechen mufs. Da nun 15,35 : 760 = 1 : 49,5; so mufs die Luft sich um 1 Procent ihres Volumens ausgedehnt haben, welches das Volumen des gasförmigen Wassers ausmacht.

Die Tension aller flüchtigen Flüssigkeiten ist bei dem Siede-

Siedepunkte sich gleich (d. h. = mit dem Barometerstande), und da alle Gase vom Wärmestoffe gleichförmig ausgedehnt werden, so sollte man glauben, dafs bei einer gleichen Anzahl von Graden über ihren Siedepunkt hinaus, die Tension derselben gleichförmig zunehme. Dasselbe würde dann auch für die Abnahme ihrer Tension unter ihrem Siedepunkte gelten, so dafs dieselbe bei einer gleichen Anzahl Graden unter ihrem Kochpunkte auch für alle und jede flüchtige Flüssigkeit sich gleich bleibe. Z. B. das Wasser kocht bei + 100°, der Alkohol bei + 80° und der Aether bei + 39°; daher sollte das Wasser bei + 80°, der Alkohol bei + 60° und der Aether bei + 19° gleiche Tension haben, weil alle drei 20° unter ihrem Siedepunkte abgekühlt worden sind. Dalton und Gay-Lussac haben dieses mit Versuchen zu bestätigen gesucht. Gay-Lussac giebt an, dafs, wenn man einmal den Siedepunkt irgend einer flüchtigen Flüssigkeit bei 76 Centimeter Barometerhöhe bestimmt hat, die oben mitgetheilte Tabelle über die Tension des Wassers zur Flüssigkeit brauchbar ist, sobald man deren Siedepunkt an die Stelle des Siedepunkts vom Wasser setzt und dann eine gleiche Anzahl Grade ab- und hinzurechnet. Versuche aber, die nachher von Ure und Despretz mit Alkohol, Aether und flüchtigen Oelen angestellt worden sind, scheinen dieser Annahme nicht günstig zu sein. Wir müssen daher über diesen Gegenstand neue Aufschlüsse erwarten.

So wie sich ein unbeständiges Gas bei der Verdunstung in der Luft verhält, eben so verhält es sich auch, wenn es in einer anderen unbeständigen Gasart verdunstet. Daher kann man bei der Destillation zweier mit einander gemengter, aber nicht chemisch verbundener, Flüssigkeiten, wenn man den Siedepunkt beider kennt, das relative Volumen, welches von ihnen in Gasgestalt übergeht, im voraus bestimmen, und wenn auch das specifische Gewicht ihrer Gase bekannt ist, läfst sich sogar die relative Gewichtsmenge, die von beiden überdestillirt, im voraus berechnen, (wenn man nämlich die Tension

einer jeden Flüssigkeit bei dem Siedepunkte des Gemenges mit dem specifischen Gewichte ihres Gases multiplicirt).

Das Wasser verliert an seiner Neigung zum Verdunsten, d. h. an seiner Expansionskraft oder Tension, wenn es andere Körper aufgelöst enthält, und erfordert dann zum Kochen eine um so höhere Temperatur, je größer seine Verwandtschaft zu den aufgelösten Stoffen ist. Es hat zwar dann bei einer gleichen Anzahl Graden unter dem höheren Siedepunkte gleiche Tension mit reinem Wasser; allein sie wird durch die Verdunstung des Wassers und der relativen Menge der darin aufgelösten Stoffe verändert, und die Tension wird daher immer schwächer und schwächer, jemehr sich die Flüssigkeit concentrirt. Ist dann die Flüssigkeit mit den aufgelösten Stoffen völlig gesättigt, so bleibt die Tension unveränderlich. Gewisse Körper verbinden sich mit dem Wasser mit solcher Kraft, daſs dessen Tension = 0 wird; dieſs geschieht aber nur dann, wenn das Wasser eine chemische Verbindung mit den stärkeren Säuren oder den stärkeren Basen eingeht.

Das Wassergas besitzt in seinem reinsten, von allen fremdartigen Beimengungen befreiten Zustande, folgende Eigenschaften. Es ist leichter, als die atmosphärische Luft und sein specifisches Gewicht beträgt nicht mehr als 0,620.

Wenn Sauerstoffgas und Wasserstoffgas sich verbinden, und die Temperatur dieser Verbindung über + 100° erhalten wird, wobei das Wasser seine Gasgestalt beibehält; so entstehen aus 2 Volumen Wasserstoffgas und 1 Volumen Sauerstoffgas 2 Volumen Wassergas, so daſs ein Volumen gänzlich verschwindet. Auf diese Weise, so wie durch den Umfang, welchen ein gewisses Gewicht Wasser in Gasgestalt einnimmt, hat Gay-Lussac die genaue Zahl für das specifische Gewicht des Wassergases bestimmt. Die unmittelbaren Versuche zur Wägung desselben sind mit groſsen Schwierigkeiten verbunden und geben es selten unter 0,66. Da das Wassergas leichter

als die Luft ist, so muſs eine mit Wassergas gemengte oder feuchte Luft, nach ihren verschiedenen Graden von Feuchtigkeit, auch leichter als trockene Luft sein. Um das Gewicht des Wassergases in der atmosphärischen Luft zu bestimmen, berechnet man dessen relatives Volumen nach der Tensionstabelle, und multiplicirt dasselbe mit dem specifischen Gewicht beider in Gasgestalt.

Die specifische Wärme des Wassergases ist 0,960; mit einem gleichen Gewicht Luft verglichen = 3,136, und mit einem gleichen Gewichte flüssigen Wassers = 0,8407. Hierbei muſs man sich erinnern, daſs der gebundene Wärmestoff des Gases dabei nicht mit in Rechnung, sondern nur dasjenige ungleiche Quantum Wärmestoff in Frage kommt, welches dazu erfordert wird, das Wasser in jenen beiden verschiedenen Zuständen auf gleich hohe Wärmegrade zu bringen. Hier verhält sich nämlich die Menge Wärmestoff, welche dazu erfordert wird, tropfbarflüssiges Wasser um 10 Grade zu erwärmen, zu derjenigen Wärmemenge, wodurch die Temperatur des Wassergases um 10 Grade erhöht wird, wie 1,0000 : 0,8407.

Das in der Luft enthaltene Wassergas oder die Feuchtigkeit der Luft kann durch unendlich viele Umstände Veränderungen erleiden. So verändert sie sich nach der Beschaffenheit des Landes; sie ist gröſser am Meere und in der Nachbarschaft groſser Seen, geringer auf dem festen Lande, und wenn es lange nicht geregnet hat. Hauptsächlich hängen ihre Veränderungen von der Temperatur ab. Wenn diese in einer Luft abnimmt, welche mit soviel Wassergas gemengt gewesen ist, als dieselbe bei diesem Wärmegrade hat aufnehmen können, d. h. welche mit Feuchtigkeit gesättiget gewesen ist; so verliert ein Theil des Wassergases seine Luftgestalt, wird niedergeschlagen und in Dünste verwandelt. Die Durchsichtigkeit der Luft wird dadurch vermindert, und sie wird, je nachdem die Menge des gefüllten Wassers gröſser oder kleiner ist, mehr oder weniger undurchsichtig und nebelartig. Wenn man z. B. im Winter, bei sehr strenger Kälte, eine

Thür öffnet, so strömt ein Theil der äufseren kalten Luft unten herein, vermengt sich mit der wärmeren Zimmerluft, und es wird, wenn die Sonne hinein scheint, eine Wolke sichtbar. Diese Wolke ist nichts anderes, als der Wasserdampf, der sich aus der wärmeren Stubenluft niederschlägt, wenn sie durch die von aufsen eindringende kalte Luft abgekühlt wird. Bei gewöhnlicher Kälte geschieht diefs selten, weil da die eindringende kalte Luft sogleich bis zu einem Grade erwärmt wird, bei welchem sich das Wassergas erhalten kann. Aus demselben Grunde erscheint die ausgeathmete Luft im Winter, nicht aber im Sommer, in Gestalt eines Rauches; denn die Winterkälte schlägt das Wassergas nieder, welches beim Ausathmen von der inneren Oberfläche der Lungen ausdünstet; im Sommer aber bleibt es gasförmig und breitet sich in der wärmeren Luft aus. Ist jedoch diese schon vorher mit Feuchtigkeit gesättiget, wie während oder zunächst vor einem Regen, so kann man den Hauch des Athems oft selbst bei 18 und 20 Grad Wärme noch sehen, wenn er auch weit schwächer als im Winter sichtbar ist.

Wenn man einen sehr kalten Körper in warme Luft bringt, so überzieht er sich mit Wasser, oder beschlägt, wie man zu sagen pflegt. Dieses Wasser schlägt derselbe aus der Luft nieder, indem er die ihn umgebenden Luftschichten abkühlt, und dem darin enthaltenen Wassergase seinen Wärmestoff entzieht. Wir sehen diefs an frisch gefüllten Wasserflaschen und im Winter an unseren Fensterscheiben. Die Luft in unseren Zimmern hat gewöhnlich + 18° bis + 20° Wärme, und enthält zugleich sehr viel Wassergas durch unser Athmen und unsere Ausdünstung; diese Luft wird aber im Winter durch die kälteren Fensterscheiben fortdauernd abgekühlt, daher sich das Wasser auf diesen niederschlägt, und, bei hinreichender Kälte, in Eis verwandelt wird. Ist die Luft im Zimmer sehr trocken, so beschlagen die Fenster nicht, wenn auch die innere und äufsere Temperatur sehr verschieden ist. Bringt man aber eine Schaale mit warmen Wasser in das

Zimmer, durch dessen Verdunstung die Luft ihre volle Sättigung mit Wassergas erhält; so fangen sie nach wenigen Minuten an zu beschlagen.

Aufserdem wird der Wassergehalt der Luft auch verändert, durch lebendige Thiere und Pflanzen, deren stete Ausdünstungen ihn vermehren, sowie durch verschiedene Salze und durch eine Menge anderer auf der Erdoberfläche befindlichen Körper, welche, durch ihre Verwandtschaft zum Wasser, dasselbe aus seiner Gasgestalt in der Luft niederschlagen und deren Feuchtigkeit dadurch vermindern.

Die Eigenschaft poröser Körper, gasförmige Stoffe in ihre Zwischenräume aufzunehmen und zusammen zu drükken, äufsert sich weit stärker auf das in der Luft befindliche Wassergas, als auf die beständigen Gasarten. Das Wasser wird von ihnen in bedeutender Menge condensirt, und wir sagen daher, dafs diese Körper Feuchtigkeit einsaugen. Werden sie dann in einer kleinen Glasretorte oder in einer, an dem einen Ende zugeblasenen Glasröhre erhitzt; so geben sie das Wasser wieder von sich, welches sich in Tropfen an dem kälteren Theile der Röhre anlegt. Körper, deren Poren so weit sind, dafs sie beständige Gasarten nicht bedeutend einsaugen, verdichten dennoch die unbeständigen Gase, und daher kommt es, dafs gepulverte Körper, wenn man sie einige Stunden stehen läfst, selbst in trockener Luft, Wassertropfen geben, wenn man sie auf die angeführte Weise in einer Glasretorte oder Glasröhre erhitzt. Werden sie nach der Erwärmung wieder herausgenommen, so ziehen sie wieder, wie vorher, Feuchtigkeit an. Die Mengen des auf diese Weise condensirten Wassers sind, nach der verschiedenen Natur der Körper und nach dem ungleichen Wasssergehalte der Luft verschieden. In einer feuchten Luft wird mehr Wassergas condensirt, und wenn die Luft trockener wird, verdunstet wieder ein Theil des verdichteten Wassergases. Aus dieser Ursache ist es sehr schwierig, gepulverte Körper zu sehr feinen chemischen Versuchen abzuwägen, weil sie, wenn auch durch Glü-

hen alles Wasser aus ihnen ausgetrieben ist, während des Wägens wieder soviel Wasser aus der Luft verdichten, daſs es Einfluſs auf den Erfolg der Versuche haben kann. In feuchter Luft darf deshalb, nach meinen Erfahrungen, kein gepulverter Körper gewogen werden, wenn man recht genaue Untersuchungen anstellen will.

Die Lehre vom Messen des Wassergas-Gehalts der Luft nennt man Hygrometrie, und die dazu bestimmten Instrumente Hygrometer oder Hygroskope. Die Feuchtigkeit der Luft steht, nach dem, was ich darüber angeführt habe, in genauem Verhältnisse mit der Temperatur, so daſs sie mit derselben Menge Wassergas, die ihr z. B. bei + 5° das Maximum von Feuchtigkeit giebt, bei + 20° ganz trocken sein kann. Das Hygrometer soll uns daher unterrichten, bei welchem Wärmegrade die Luft, mit dem Wassergase, welches sie enthält, ihr Maximum an Feuchtigkeit erreicht haben würde; oder, um einen bestimmteren Ausdruck zu brauchen: welcher Wärmegrads-Expansionskraft ihr Gehalt an Wassergas entspreche; folglich, um wieviel die Luft abgekühlt werden könne, ohne etwas von ihrem Wasser abzusetzen, oder wieviel Wassergas sie, auſser demjenigen, welches sie schon vorher enthielt, noch aufzunehmen vermöge.

Um nun zu finden, welchem Grade der Temperatur der Wassergehalt der Atmosphäre entspricht, füllt man Wasser in ein längliches cylindrisches Glasgefäſs; beschlägt das Glas, so wird das Wasser wieder ausgegossen, das Glas äuſserlich wieder völlig gut abgetrocknet, und das Wasser abermals hineingegossen. Setzt sich wieder Feuchtigkeit an das Glas an, so wird es nochmals ausgefüllt und äuſserlich sorgfältig getrocknet, und dieſs so oft wiederholt, als das Glas nach dem Füllen mit Wasser äuſserlich noch beschlägt. Dann untersucht man die Temperatur des Wassers, welche nun zu erkennen giebt, bei welchem Wärmegrade die Luft mit der Menge Wasser, die sie enthält, gesättiget sein würde; wenn man dann auf der Tabelle diesen Wärmegrad aufsucht, so findet man die Expansionskraft des Wassergases, welche durch

die Höhe der Quecksilbersäule ausgedrückt ist, die sie zu tragen im Stande sein würde.

Noch genauer und leichter kann der Wassergehalt der Luft bestimmt werden, wenn man sich eine Thermometerkugel von Stahl oder Silber machen, sie äuſserlich aufs feinste poliren läſst, und ein Thermometer von gehöriger Länge luftdicht in sie einkittet. Das Thermometer wird auf die gewöhnliche Weise mit Quecksilber, oder, bei einer Silberkugel, mit gefärbtem Alkohol gefüllt. Will man nun den Wassergehalt der Luft prüfen, so nimmt man kaltes Wasser, oder macht sich, wenn es nicht kalt genug zu haben ist, erkältende Gemenge von Salmiak mit Wasser oder Schnee, nach den Umständen. Man umgiebt dann die Thermometerkugel mit einem wasserdichten Futterale von Wachstaffet und steckt sie in das kalte Wasser; bei jeden ein oder zwei Graden, um welche das Thermometer sinkt, nimmt man es aus seinem Futterale heraus, um nachzusehen, ob die Kugel beschlägt. Endlich kommt man dabei auf einen Punkt, wo sie beim Herausnehmen sich mit einem Hauche überzieht, der aber schnell wieder vergeht. Man betrachtet nun diesen Wärmegrad und findet dabei in der Tabelle die Expansionskraft des Wassergehalts der Luft. Je gröſser der Unterschied zwischen der Lufttemperatur und dem gefundenen Wärmegrade ist, desto trockener ist die Luft, und umgekehrt. Wenn z. B. die Temperatur der Luft $+ 20^\circ$ ist, und das Hygrometer beschlägt erst dann, wenn es bis zu $+ 8^\circ$ abgekühlt ist; so ergiebt sich daraus, daſs die Luft um $+ 12^\circ$ abgekühlt werden konnte, ehe sie etwas Wasser absetzte, und daſs alle Verdunstung mit einer Kraft geschehen muſste, welche gleich ist dem Unterschiede zwischen der Expansionskraft des Wassers bei $+ 8^\circ$ und bei $+ 20^\circ$.

Man hat noch verschiedene andere Instrumente zur Bestimmung der Luftfeuchtigkeit, die auf ganz anderen Grundsätzen beruhen und ein weit unvollkommneres Resultat geben. Diese nennt man eigentlich Hygroskope, weil sie den Grad der Trockenheit der Luft nur unge-

fähr angeben. Von dieser Art sind: Saussure's Haar- und de Luc's Fischbein-Hygrometer, ingleichen die Hygrometer von Darmsaiten und Tannenbrettchen. Sie gründen sich sämmtlich darauf, dafs die Körper, aus welchen sie angefertiget sind, nach dem verschiedenen Feuchtigkeitszustande der Luft, mehr oder weniger Wasser aus derselben anziehen, und sich dadurch ausdehnen oder zusammenziehen.

Saussure's Haarhygrometer zeichnet sich vor andern durch seine Brauchbarkeit und durch die Richtigkeit seiner Resultate aus. Es giebt aber nicht, wie die oben angeführte Methode, den ganzen Gehalt der Luft an Wassergas, sondern nur deren relative Trockenheit, d. h. es zeigt, wie weit die Luft vom Maximum der Feuchtigkeit für die Temperatur, bei der die Beobachtung geschieht, entfernt ist.

Gay-Lussac ist es demnach gelungen, eine Tabelle zusammen zu stellen, worin die Grade des Harhygrometers in entsprechenden Tensionen des Wassergases angegeben sind; ich mufs aber, um mich hier nicht zu lange bei diesem Gegenstande aufzuhalten, meine Leser deshalb auf den Artikel Hygrometer im dritten Theile verweisen. Die Darmsaiten- und Tannenbrettchen-Hygrometer kommen bei uns im täglichen Handel vor. Das erstere besteht aus einer Darmsaite, die durch ein kleines Gewicht angespannt wird, und an deren frei herabhängendem Ende auf einem kleinen Brettchen zwei Püppchen befestiget werden, wovon das eine mit einem Regenschirme versehen ist. Das Ganze steckt in einem kleinen Häuschen mit zwei Thüren. Nimmt nun die Saite in feuchter Luft Wasser an, so windet sie sich auf, und dreht die Puppe mit dem Regenschirme heraus; in trokkener Luft hingegen dreht sie sich wieder zusammen, führt diese Puppe in das Häuschen hinein und bringt die andere zum Vorscheine. — Das zweite besteht aus einem dünnen Tannenbrettchen, welches aus einem gröfseren Brette so ausgeschnitten wird, dafs die Saftringe auf der einen Seite weiter, als auf der andern, von ein-

ander abstehen. In trockener Luft ziehen sich nun die gröſseren Zwischenräume stärker zusammen, und das Brettchen krümmt sich auf dieser Seite; in feuchter Luft hingegen schwellen sie mehr auf und krümmen das Brettchen nach der anderen Seite.

Leslie's Thermo-Hygrometer besteht aus zwei gleichgehenden Thermometern, wovon die Kugel des einen mit Leinwand umwickelt, und diese mit Wasser angefeuchtet wird. In feuchter Luft zeigen beide einerlei Temperatur; in trockener Luft hingegen steht das umwickelte desto tiefer, je trockener die Luft ist und je stärker die Kugel durch die Verdunstung abgekühlt wird. Leslie hat noch ein anderes Instrument zum Messen des Wassergehalts der Luft erfunden, welches aus einer Kugel von porösem Steingut besteht, in welche eine graduirte Glasröhre eingekittet ist; die Kugel wird durch die Röhre mit destillirtem Wasser gefüllt und die Oeffnung der Röhre verschlossen, damit die Höhe der Wassersäule nicht auf die Wände der Kugel drückt. Die poröse Masse der Kugel läſst nun das Wasser durchgehen, so daſs sich das Aeuſsere der Kugel stets feucht hält. Je trockener die Luft ist, desto mehr Wasser verdunstet von der Oberfläche der Kugel und desto schneller sinkt das Wasser in der Röhre nieder. Wäre die Luft um die Kugel in voller Ruhe, so würde die Schnelligkeit des Herabsinkens des Wassers in der Röhre sich verhalten, wie die Trockenheit der Luft, und das Instrument würde ein Hygrometer sein; allein da die Bewegung der Luft die Verdunstung befördert, so kann es nur dazu dienen, die Stärke der Verdunstung zu messen, und Leslie hat es daher Atmometer, Verdunstungsmesser genannt.

Die sowohl in chemischer als physischer Hinsicht interessante Lehre von der Verdunstung ist ein Resultat von den Untersuchungen der neuesten Zeit. Leroy, welcher die Behauptung vertheidigte, daſs das Wasser in der Luft eben so aufgelöst werde, wie ein fester Körper im Wasser, hat durch seine Versuche viel zur näheren Ausmittelung dieses Gegenstandes beigetragen. Er bediente

sich zuerst eines mit Eis gemengten Wassers, das er mit einem Thermometer umrührte, um die Temperatur zu bestimmen, bei welcher die Aufsenseite des Glases zu beschlagen anfängt. De Luc, welcher Leroy's Ansichten verwarf, bildete sich ein, dafs das Wasser in der Luft auf eine uns unbekannte Weise in seine Bestandtheile zerlegt, und wenn der Himmel sich trübt und Regen zu fallen anfängt, wieder zusammengesetzt werde. Dalton bewies durch Versuche in der Barometer-Leere, dafs die Tension des Wassergases nicht von der Anwesenheit der Luft, sondern nur von der Temperatur abhänge; er bestimmte die Tension des Wassers bei verschiedenen Temperaturen (nach welchen Bestimmungen die oben mitgetheilte Biotsche Tabelle berechnet ist), und mittelte den gröfsten Theil der Gesetze für die Verdunstung flüchtiger Körper aus. Da er durch Versuche gefunden hatte, dafs Aetherdampf die nämliche Tension wie Wasserdampf hat, so zog er daraus den Schlufs, dafs alle unbeständige Gase die nämliche relative Tension haben müssen, welches aber, wie wir gesehen haben, nicht der Fall zu sein scheint. Gay-Lussac bestätigte Daltons Angaben und brachte die Lehre von der Verdunstung flüchtiger Körper und deren Tension bei ungleichen Temperaturen in ein zusammenhängendes System.

Wasser-Meteore.

Der Wassergehalt der Luft ist unaufhörlichen Veränderungen unterworfen, die theils von der beständigen Bewegung, welche die ungleiche Vertheilung des Wärmestoffs in ihr verursacht, theils von dem geringern specifischen Gewichte der wassergashaltigeren Luft, und theils von der ungleichen Temperatur der verschiedenen Stellen des Erdbodens und der Luftschichten, herrühren.

Hörte die Sonne auf zu scheinen, so würde der tropfbarflüssige Theil der Erdmasse in der vollkommensten Ruhe bleiben, und die Luft stets eine unveränderliche Menge von Wassergas enthalten, welche der Expansions-

kraft des Wassers bei der bestehenden Erdtemperatur entspräche, wenn diese nicht etwa so absolut kalt wäre, dafs die Expansionskraft 0 würde. — So aber treffen die Sonnenstrahlen unsere Erde, werden von der festen Masse derselben zersetzt, und lassen dabei ihren Wärmestoff fahren; dadurch wird die unterste Schicht der Atmosphäre stark ausgedehnt und mufs in die Höhe steigen, um einer kälteren Luft Platz zu machen, welche überall in ihr niedersinkt und eine Art Bewegung in der Luft verursacht. Dabei erwärmen die Sonnenstrahlen die verschiedenen Theile der Erdoberfläche ungleich stark, das Land mehr, als das Wasser, welches den gröfsten Theil der Sonnenstrahlen zurückwirft, wodurch eine zweite, stärkere Bewegung der Luft verursacht wird. Endlich wird auch der mittlere Theil der Erde stark erwärmt, während um die Pole herum eine strenge Kälte herrscht, und hieraus mufs die stärkste Bewegung in der Atmosphäre entstehen. Denn über den erwärmten Erdstrichen mufs die warme Luft stets emporsteigen, und allmählig von der Luft aus den kälteren Gegenden wieder ersetzt werden, die höhere, wärmere und leichtere Luftsäule, welche emporstieg, mufs sich aber seitwärts wieder herabziehen und den Gegenden zuströmen, wo die kältere Luft herkam, und so im Grofsen ein ähnlicher Kreislauf in der Luft entstehen, wie ich oben beschrieben habe, wo von der Art der Erwärmung flüssiger Körper und von der Fortpflanzung des Wärmestoffs in denselben die Rede war. In diesem grofsen Kreislaufe müssen, durch die ungleiche Erwärmung einzelner Stellen u. s. w. noch tausend andere (kleinere Kreisläufe) sich bilden, und die Atmosphäre mufs auf diese Weise in einer unaufhörlichen Unruhe erhalten werden *).

*) Beispiele davon sieht man, wenn gröfsere oder kleinere Erdstrecken mit Wolken bedeckt sind und die Luft unter diesen abgekühlt wird. Wenn an einem klaren und warmen Sommertage eine kleine Wolke vor der Sonne vorbeizieht und diese bedeckt, so bemerkt man dabei immer einen, mehr oder weniger starken

Alle diese Veränderungen sind indessen sehr oft so unbedeutend, daſs sie von uns nicht wahrgenommen werden, und weder Sturm noch Wind erzeugen, wovon ich bei der Atmosphäre einige Worte gesagt habe. Diese letzteren entspringen zwar ebenfalls aus jenen allgemeinen und langsameren Veränderungen in der Bewegung der Atmosphäre, stehen aber auch noch mit den Bewegungen des Barometers im Zusammenhange, deren Hauptursachen uns bis jetzt noch verborgen sind. Sie heben übrigens den Gang der, durch die ungleiche Erwärmung der Erdkugel entstehenden Bewegungen der Atmosphäre nicht auf, ob sie sie gleich stellenweise verändern.

Die Luft bleibt folglich über der Oberfläche des Erdbodens und der Seen niemals so lange stehen, daſs sie sich dem höchsten Grade der Feuchtigkeit nähern könnte. Vielmehr wird diese durch Verdunstungen bis zu einem gewissen Grade feuchte Luft durch die mehr oder minder starken Bewegungen der Atmosphäre in Regionen des Luftkreises oder nach Gegenden der Erde geführt, wo sie abgekühlt wird und den (dieser Abkühlung) entsprechenden Theil ihres Wassers absetzt, welcher dann Wolken, Regen, Nebel u. dergl. m. bildet. Strömt nun diese, durch Erkältung von ihrer vorigen Feuchtigkeit befreite Luft wiederum nach wärmeren Ländern oder den unteren Regionen der Atmosphäre wieder zu, so ist sie, im Verhältniſs der Temperatur der letztern, im hohen Grade trocken und kann sich von neuem wieder mit Wassergas mengen. Wegen dieser unaufhörlichen Veränderungen kann der Gehalt der Luft an Wassergas niemals so gleichförmig sein, wie ihr Gehalt an beständigen gasförmigen Gemengtheilen ist, und durch diesen Umstand werden Quellen, Flüsse, Seen und beinahe die ganze lebende Natur erhalten.

Luftzug, welcher nach dem Schatten hinströmt, weil sich die Luft hier abkühlt und zusammenzieht.

Wolken und Regen.

Um die Bildung der Wolken und die Entstehung des Regens richtig zu begreifen, muſs man sich vorstellen, daſs beides über einem groſsen, gleichförmig erwärmten Landstriche und bei einer vollkommenen Ruhe in den oberen und unteren Regionen der Atmosphäre vor sich gehe. — Das Wasser der Seen, Flüsse und des feuchten Erdreichs verdunstet mit der, seiner Temperatur angemessenen Expansionskraft; die Luft aber, welche das hierbei entstehende Wassergas aufnimmt, wird theils durch dessen Beimengung, theils durch die Erwärmung vom Sonnenlichte, leichter, und muſs hierdurch aufsteigen und einer weniger feuchten Luft Platz machen. Sie zieht sich auf diese Weise nach und nach bis zu Luftschichten empor, wo sie so sehr abgekühlt wird, daſs das Wasser, welches sie mit sich führt, seine Gasgestalt nicht mehr behalten kann, und in Gestalt eines Dampfes niedergeschlagen wird. Je wärmer die Luft und je weniger sie mit Wasser gesättiget ist, in desto gröſserer Höhe geht dieser Niederschlag vor sich, welcher nur dadurch sichtbar wird und Wolken bildet, daſs die Masse der Dämpfe theils von der Sonne erleuchtet wird, theils diese verdeckt. Je dichter die Dämpfe sich zusammenhäufen, desto weniger durchsichtig werden sie, und desto dunkler erscheinen sie uns. Die lichteren nennt man im Schwedischen *skyar*, die dunkleren aber mit dem eigenthümlichen Namen, *moln* (Wolken).

Die Wolken wachsen nach und nach, und erhalten sich, weil die kleinen Bläschen mit der Luft ziemlich gleiches specifisches Gewicht haben, einige Zeit in den höheren Regionen der Luft schwebend. Haben sie endlich einen gewissen Grad von Dichtheit erlangt, so fangen sie allmählig an sich zu senken, und wenn die Dämpfe nun wieder in eine niedrigere, wärmere Luftschicht kommen, werden sie nach und nach wieder aufgelöst, bis die Luft ihr Maximum von Feuchtigkeit erreicht hat.

Man sieht dabei deutlich, wie ganze Wolken sich senken, ohne dafs noch ein Tropfen Regen gefallen ist. Die Luft zwischen der unteren Fläche der Wolken und der Erde wird dadurch ihrem höchsten Grade von Feuchtigkeit nahe gebracht, dafs die Wolken die Sonne verdekken, diese Luft dadurch abgekühlt und die Expansionskraft des Wassers vermindert wird. Hat die Luft endlich dieses Maximum erreicht, so fängt es an zu regnen. Beobachtet man dabei das Hygrometer, so sieht man, wie die Feuchtigkeit der Luft sich nach und nach vermehrt, bis sie aufs Aeufserste gebracht wird, wo dann einige Augenblicke vorher oder nachher die ersten Regentropfen fallen.

Die Regentropfen werden durch die kleinen Luftbläschen gebildet, die, wenn sie bei ihrem Falle von der feuchten Luft nicht mehr aufgelöst werden, einander immer mehr und mehr berühren und kleine Wasserkugeln bilden. Diese nehmen beim Niederfallen an Gröfse zu, theils durch die Vereinigung mit anderen Bläschen und Tropfen, theils dadurch, dafs sie gewöhnlich aus einer kälteren in eine wärmere Luftregion fallen, und so wie jeder andere kalte Körper in warmer und feuchter Luft, während des Fallens Wasser an ihrer Oberfläche niederschlagen. Defshalb sind im Sommer die Tropfen beim Anfange eines Regens gröfser, und werden nachher allmählig kleiner. Im Winter hingegen und in den kälteren Jahreszeiten, wo der Unterschied zwischen der Temperatur der oberen und unteren Luftschichten geringer ist, oder wenn, wie zuweilen geschieht, die in der Höhe niedergeschlagenen Wasserdünste zum Theil die Temperatur des Landstrichs, aus welchem sie hergeführt worden sind, noch beibehalten, und daher wärmer als die untere Luft sind, ist jener Unterschied weniger merklich. Bei Stürmen, Gewitter und Regenwetter kommen ebenfalls vielfältige Veränderungen vor. — Ganz allmählig schlägt sich auf diese Weise die Wolke gänzlich nieder, der Himmel heitert sich auf, die Sonne kommt wieder zum Vorschein, und die vom Regen abgekühlte Luft wird wieder erwärmt. Das Hygrometer zeigt nun ein schnel-

les Zunehmen der Trockenheit, weil das Wasser, womit die Luft während des Regens gesättiget war, durch die kalten Regentropfen gefällt wurde, und je kälter der Regen war, desto trockener wird die Luft nachher, aus leicht begreiflichem Grunde.

Dieſs sind die Grundregeln für den Regen überhaupt, und fast ganz so beschaffen ist der Regen, welcher nach einem aufgestiegenen Morgenthaue fällt. Allein höchst selten trägt sich dieses Phänomen bei vollkommener Windstille und so einfach zu, als ich es beschrieben habe. Die beständigen Bewegungen der Atmosphäre und die Elektricitäten bringen Veränderungen darin hervor, die zwar zum Theil leicht begreiflich sind, zum Theil aber bei dem jetzigen Stande unserer Kenntnisse unerklärlich bleiben.

Selten fällt der Regen gerade auf der Stelle nieder, von welcher vorher das Wasser durch Verdunstung aufstieg, sondern meistens wird dieses von der Luft eine kürzere oder längere Strecke weit fortgeführt, ehe es abgekühlt, verdichtet und niedergeschlagen wird. Das meiste verdunstet von der Oberfläche der Meere und Seen, auch fällt eine Menge davon wieder dahin zurück; indessen wird auch ein groſser Theil davon auf das Land geführt.

Vermöge der Neigung der Erde auf ihrer Bahn, hat jeder Landstrich zwei Hauptjahreszeiten, eine entschieden wärmere, den Sommer, und eine andere kältere, den Winter; zwischen beiden bilden der Herbst und Frühling bloſse Uebergänge. Während der wärmeren Jahreszeiten verdunsten die Seen und die Feuchtigkeiten des Erdbodens, und das verdunstete Wasser folgt der warmen aufsteigenden Luft, vermöge des oben erwähnten allgemeinen groſsen Kreislaufes, nach den kälteren Ländern, deren kühlere und trocknere Luft die entwichene (wärmere und feuchtere) Luft wieder ersetzt. Jene wärmere, mit Wassergas gemengte Luft, wird allmählig auf diesen Stellen abgekühlt, und bildet Wolken und Regen, und zwar so, daſs, wenn sie in einer Temperatur einen ge-

wissen Vorrath davon abgesetzt hat, sie dann in einem kälteren Klima noch mehr absetzen kann. Daher sind die Sommermonate im Allgemeinen mehr trocken, und der Herbst, Frühling und Winter feucht und reicher an Regen und Schnee. Auch gilt dieſs für den ganzen Erdball, selbst für den Aequator, wo der Winter bloſs einige Grade kühler als der Sommer ist, wo aber diese geringe Abkühlung dennoch hinreicht, das Wasser zu verdichten, welches von den wärmeren Erdstrichen verdunstet. Daher rührt es auch, daſs das Wasser in unseren Seen und Flüssen im Sommer sich vermindert, in den drei folgenden Jahreszeiten aber nach und nach wieder vermehrt.

Inzwischen regnet es im Sommer ebenfalls, und das kommt daher, daſs theils die warme Luft an der Erdoberfläche oft mehr Wasser aufnimmt, als sie bei ihrem Aufsteigen in höhere Luftschichten in Gasgestalt an sich behalten kann, welches sich dann verdichtet und wieder niederfällt, theils daher, daſs die unregelmäſsigen Winde auſserhalb den Wendekreisen die Sommerluft oft unmittelbar aus einem wärmeren nach einem kälteren Lande treiben, wo ihr Wassergehalt verdichtet wird und Regen bildet. Der Sommer hat im allgemeinen meist klare Tage; der Winter hingegen hat selten klare, sondern meist neblichte Tage.

Der Regen ist von verschiedenen Graden der Heftigkeit, und erhält hiernach besondere Namen, z. B. Staubregen, Platzregen u. s. w. Die Verschiedenheit des Regens rührt von der ungleichen Höhe der Wolken über der Erdoberfläche her, wenn sie nicht durch die Elektricität entstehet. Bei einem Staubregen streichen die Wolken oft ganz auf der Erde hin, bei einem stärkeren Regen gehen sie weit höher. Je höher die Wolken ziehen, desto gröſser werden die Tropfen beim Fallen und desto schneller stürzen sie herab. Daher ist ein Platzregen in wärmeren Ländern gewöhnlicher, als im Norden, weil in jenen die wärmeren Schichten der Atmosphäre tiefer sind und das Wassergas daher genöthigt wird, vor seiner Verdichtung zu Wolken, in eine gröſsere Höhe aufzusteigen.

gen. Daher werden die Regentropfen zwischen den Wendekreisen bisweilen so groſs, daſs sie $\frac{1}{4}$ Zoll im Durchmesser haben, und unter dem Aequator hat man sie sogar zuweilen von einem ganzen Zoll im Durchmesser beobachtet.

Gewitterregen nennen wir einen solchen Regen, welcher von den oben, beim Donner erwähnten Erscheinungen der Elektricität begleitet ist. Die Gewitterwolken kommen oft sehr schnell heran, ziehen gegen den herrschenden Wind, und haben oft heftige Sturmwinde zu Vorläufern, welche ganz schmale Erdstreifen einnehmen. Ihre Entstehung, ihr Zusammenhang mit der Elektricität, ob sie durch diese allein oder nur durch Mitwirkung derselben gebildet werden u. s. w., ist uns gänzlich unbekannt. Manche haben die ungereimte Vermuthung aufgestellt, der Knall des Donners werde in den höheren Luftschichten durch die Entzündung eines Gemenges von Wasserstoffgas und atmosphärischer Luft, mittelst des elektrischen Funkens hervorgebracht, und der herabfallende Regen werde dadurch erzeugt. Allein es lassen sich die augenscheinlichsten Beweise gegen diese Behauptung aufstellen, die sich bloſs auf die Aehnlichkeit des Schalles und auf den Umstand gründet, daſs die Gewitterwolken Regen geben.

Ein Regen wird gewöhnlich durch das Fallen eines Barometers angekündiget. Dieſs rührt wahrscheinlich daher, daſs die Luft in dem Maaſse, als ihre Feuchtigkeit zunimmt, leichter, folglich die Atmosphäre höher, als bei trockener Luft, wird, wodurch der obere Theil der feuchten Luftsäule sich seitwärts niedersenkt und folglich keiner so hohen Quecksilbersäule, als vorher, das Gegengewicht halten kann. Man hat auch, wiewohl vielleicht weniger richtig, den Regen für eine Folge von der Verdünnung der Luft erklärt, welche das Fallen des Barometers zu erkennen giebt; ungefähr auf dieselbe Weise, wie die Luft in einer feuchten Glocke über der Luftpumpe trübe wird und sich mit Wasserdämpfen füllt, wenn man sie durch einige Pumpenzüge verdünnt, weil

die in der Glocke sich ausdehnende Luft Wärmestoff von dem Wassergase einsaugt, dessen Expansionskraft vermindert, und dasselbe daher theilweise niederschlagen muſs. Dieses nimmt indessen seine vorige Gasgestalt und Durchsichtigkeit in wenigen Augenblicken wieder an, sobald man wieder Luft zuläſst.

Schnee. Wenn sich Wolken bei einer Temperatur unter 0° bilden, so verwandeln sich die Wasserdünste in unendlich kleine und nadelförmige Krystalle, von welchen sich immer mehrere unter Winkeln von 60° und 120° zusammensetzen, wie die Nadeln des gefrierenden Wassers, und dadurch sehr verschiedenartige Krystallgestalten, vom schönsten Ansehn, bilden, welche einander bei einem und demselben Schneewetter immer gleich sind. Sie wachsen im Fallen, wie die Regentropfen, und häufen sich oft zu groſsen Flocken zusammen. Ueberhaupt gilt vom Schnee alles das, was ich vom Regen gesagt habe, und der Unterschied liegt bloſs in der Temperatur.

Bei einem windstillen und sehr kalten Tage fällt kein Schnee, weil kein Wassergas gefällt werden kann, sondern wenn es da schneien soll, muſs uns eine weniger kalte und feuchtere Luft zugeführt werden. Diese wird dann abgekühlt, setzt ihr Wasser ab und bildet Schnee. Daher pflegt auch die Luft kurz vor dem Schneien milder zu werden, als vorher. Gewöhnlich schreibt man diese Erscheinung der Krystallisation des Wassers zu, wobei der Wärmestoff des Gases frei würde; allein in diesem Falle würde der Wärmestoff von neuem die Expansionskraft des Wassers vermehren, und es könnte daher in jedem Falle nicht mehr Schnee gebildet werden, als die Abkühlung gestattete. — Wenn wir bei Nordwind zuweilen Schnee mit starker Kälte und Sturm bekommen, so ist dieser Schnee gewöhnlich in der aus wärmeren Ländern kommenden Luft gebildet, welche die höheren Regionen der Atmosphäre in entgegengesetzter Richtung durchstreicht.

Wenn Nordwind ohne Schnee weht, so ist die Luft

gewöhnlich klar, und Schnee und Eis verdunsten. Diese Luft ist nämlich in nördlichen Ländern stärker abgekühlt worden, und hat dort ihr Wasser abgesetzt. Wenn sie nun auf ihrem Wege nach Süden allmählig weniger kalt wird, so nimmt ihr Vermögen zu, mehr und mehr Wassergas an sich zu behalten, und dieses verdunstet, nach Verhältniſs der Lufttemperatur, von dem Schnee und Eise, über welches die Luft hinstreicht.

Hagel wird ebenfalls durch Kälte erzeugt, aber unter ganz anderen Umständen. Er entsteht nur im Sommer, oder in wärmeren Ländern, und zwar, einer allgemeinen Beobachtung zufolge, nur wenn die Sonne sich über dem Horizont befindet und die Luft nicht so kalt ist, daſs die Wasserdämpfe selbst erstarren können, jedoch in den höheren Regionen der Atmosphäre schnell eine so starke Kälte entsteht, daſs die schon gebildeten Regentropfen zu Eis gefrieren. Der Hagel besteht daher aus runden Körnern und nicht aus regelmäſsigen Krystallen, wie der Schnee. Gewöhnlich sind diese Hagelkörner so kalt, daſs das Wasser, welches sich im Herabfallen an sie ansetzt, sogleich zu Eiskrusten gefriert, in welchen das ursprüngliche Hagelkorn als ein weiſser und durchsichtiger Kern eingeschlossen ist. In wärmeren Ländern, wo die Wolken oft sehr hoch gehen und die Luft mehr Feuchtigkeit enthält, wird der Hagel oft weit gröſser, als bei uns, und bisweilen fallen Stücke von mehreren Pfunden Schwere. Diese bilden sich jedoch nicht auf einmal in der Luft, sondern vergröſsern sich erst im Herabfallen, theils durch das Wasser, das sich wegen ihrer Kälte auf ihnen niederschlägt, theils durch das Zusammenfrieren mehrerer Körner, welche sich mit jedem Augenblicke vermehren müssen, weil die Schnelligkeit der gröſseren Hagelkörner in gröſserem Verhältnisse, als bei den kleineren, zunimmt, diese daher von den gröſsern im Fallen ereilt werden und sich an sie festsetzen.

Die Ursache einer so schnell entstehenden Kälte in der Sommer-Atmosphäre ist uns unbekannt. Jedes Ha-

gelwetter ist, wo nicht stets von Donner, doch wenigstens immer von sehr deutlichen Merkmalen von Elektricität begleitet; in welchem Zusammenhange aber die Elektricität mit jener schnellen Erzeugung von Kälte stehe, können wir noch nicht erklären.

Der Nebel rührt von denselben Ursachen, wie die Wolken her, und ist eigentlich nichts anders, als eine Wolke, die sich nahe an der Erdoberfläche bildet. Er entsteht, wenn die Luftwärme schnell um mehrere Grade gegen die Temperatur des Erdbodens abgekühlt wird, wobei das Wasser mit der, der Wärme der Erde angemessenen Expansionskraft von der Oberfläche der Erde und der Gewässer zu verdunsten fortfährt, das neugebildete Wassergas aber sogleich in der Luft wieder abgekühlt und niedergeschlagen wird, nachher aber, wegen der Bewegung der wärmeren Luft am Erdboden allmählig höher und höher steigt. Der Nebel beginnt auf diese Weise, einige Stunden nach Sonnenuntergang oder eine Stunde vor ihrem Aufgange, über Wasser und sumpfigen Wiesen, und dauert fort, bis er entweder durch seine eigene Schwere als eine Art von Staubregen niederfällt, oder bis er nach Aufgang der Sonne durch die erwärmte Luft aufgelöst wird. Oft sieht man dabei, wie er vom Erdboden zu verschwinden anfängt, und dann auch nach oben zu allmählig abnimmt, in dem Maaſse, wie die Luftschichten immer höher und höher hinauf erwärmt werden. Da die Oberfläche des Wassers stärker verdunstet, als das trockene Land, so ist der Nebel über Seen und dann zunächst an den Seeküsten am häufigsten und dichtesten, weniger allgemein aber auf dem Lande. Er kann sich eben so gut im Winter, als im Sommer bilden, und man sieht in kalten Wintertagen oft Quellen und nicht zugefrorene Ströme rauchen. Wenn der Nebel bei starker Kälte fällt, so setzt er sich in wollähnlichen Krystallen an Bäume und Häuser an und bildet den Reif.

Thau. Der Unterschied zwischen der Temperatur des Tages und der Nacht verändert den Wassergehalt der Luft; aber statt daſs das Wassergas sich in Gestalt eines

Dampſes in der Luft niederschlagen sollte, setzt es sich auf dem Erdboden ab und die Luft behält ihre Durchsichtigkeit. Es ist schwierig, alle beim Niederfallen des Thaues wirkende Kräfte zu bestimmen; seine Grundursache aber ist die Abkühlung, und daſs er sich nicht in der Luft, sondern auf dem Erdboden niederschlägt, kommt ohne Zweifel von der Anziehung der festen Körper zum Wasser, und von dem Umstande her, daſs der Niederschlag in der, dem Erdboden am nächsten gelegenen Luftschicht, als der wärmsten und wasserreichsten, seinen Anfang nimmt. Das Wassergas der oberen Luftschichten breitet sich dann allmählig nach der unteren, als nach einer von Wassergas freieren Luft, aus, und daher kommt es, daſs der Niederschlag nach unten seinen Fortgang hat. Die Anziehung der festen Körper zum Wasser wird übrigens dadurch bewiesen, daſs sich der Thau nicht auf alle Körper gleichförmig anlegt. Nichtleiter für den Wärmestoff werden meist davon befeuchtet, Leiter hingegen weniger, und Metalle werden sehr selten davon feucht, wenn es nicht ungewöhnlich stark gethauet hat. Wahrscheinlich hat dieſs indessen wenig Zusammenhang mit der wärmeleitenden Kraft dieser Körper. Man hat sich die Erklärung dieses Phänomens durch die Beobachtung erschwert, daſs der Erdboden beim Fallen des Thaues, immer um einen oder einige Grad wärmer als die Luft sei; dieſs verhält sich auch für eine Tiefe des Erdbodens von einem oder ein Paar Zollen wirklich so; allein die oberste Kruste des Bodens und die darauf stehenden Gewächse erkalten durch Ausstrahlen des Wärmestoffs, und folglich mit weit gröſserer Schnelligkeit, als die Luft. Wells hat durch eine Reihe sehr interessanter Versuche bewiesen, daſs das Niederschlagen des Thaues durchaus eine Wirkung der, durch Ausstrahlung von Wärmestoff entstehenden Abkühlung sei. Er legte z. B. des Abends eine abgewogene groſse Menge Wolle unter freien Himmel, und neben diese eine andere gleich groſse und zu einer gleich groſsen Oberfläche ausgebreitete Menge, stellte aber über die letztere einen Tisch. Die

unbedeckte Wolle hatte weit mehr an Gewicht gewonnen, als die unter dem Tische liegende, weil zwischen der letztern und dem Tische eine abwechselnde Ausstrahlung von Wärmestrahlen statt gefunden hatte, wodurch diese Wolle weniger schnell abgekühlt worden war, als die offen unter freiem Himmel stehende, deren Wärmestrahlen, ohne ersetzt zu werden, geradezu fortgegangen waren. Daher fällt der Thau sehr oft bei klaren Abenden in gröſster Menge, seltener aber und nur in geringer Menge bei wolkigem Himmel, weil in diesem Falle die Wärmestrahlen des Erdbodens durch die Wärmestrahlen der über ihm befindlichen Wolkenschichten ersetzt werden.

Wenn die Luft am Tage so wenig Wasser enthält, daſs es durch seine Expansionskraft bei der Temperatur der Nachtluft sich in derselben erhalten kann, so fällt kein Thau. Man kann sich davon überzeugen, wenn man die Expansionskraft des Wassers einige Stunden vor und eine Stunde nach Sonnenuntergange miſst. Findet sichs z. B., daſs der Wassergehalt der Tagluft der Expansionskraft von + 60° entspricht, und die Temperatur verändert sich nach Untergang der Sonne auf + 15°, 12°, 10° u. s. w., so muſs Thau fallen und so lange sich absetzen, als bis die Luft zum niedrigsten Wärmegrade, den sie annehmen kann, abgekühlt ist, d. h. bis zum Wiederaufgehen der Sonne. Hierbei zeigt das Hygroskop nahe am Erdboden das Maximum der Luftfeuchtigkeit an, fängt aber wieder an auf Trockenheit zu gehen, so wie der Thau in den Morgenstunden verschwindet, und die Expansionskraft des Wassers durch die Wärme des Tages vermehrt wird. Man behauptet, daſs ein groſser Theil des Thaues von den Ausdünstungen der Gewächse herrühre, welche von der Luft nun nicht aufgenommen werden könnten. Dieſs ist aber wenig glaublich, denn diese Ausdünstungen müſsten dann in flüssiger Gestalt abgesondert werden, und der Thau würde sich in solchen Fällen, wo die Luft ihr Maximum von Feuchtigkeit aufgenommen hat, auch um Mittag einstellen. Man hat Thau auf Pflanzen unter Glasglocken gefunden, die man über

Nacht im Freien gelassen hatte. Dieser Thau entsteht auf dieselbe Weise, wie in freier Luft, und kann eben so stark fallen, weil die wärmere Luft unter der Glasglocke mehr Feuchtigkeit enthält. Daſs er nicht von den Ausdünstungen der Pflanzen herrühre, sieht man deutlich daraus, daſs die Luft unter der Glocke allemal ihr Maximum von Feuchtigkeit erreicht haben muſs, weil sie wenig gewechselt werden kann, und die Aussonderungen der Pflanzen sie in diesem Falle mit einem beständigen Thaue überziehen würden. — Bei uns bemerken wir den Thau nur zu Lande; unter den Wendekreisen fällt er sowohl auf dem Lande, als auf der See.

Eine Art von Thau entsteht im Winter, wenn beim Wechsel der Winde ein wärmerer auf einen kälteren folgt. Der wärmere Wind enthält Wasser, welches sich an Mauern, Häusern, Bäumen u. s. w. niederschlägt, welche die Kälte der vorigen Tage noch an sich behalten haben. Sie erhalten sich dadurch immer feucht, bis sie die Temperatur der Luft angenommen haben, oder bis ein trokkener Wind eintritt. In der Kälte erstarrt dieser Thau zu Reif. Wenn es nach einem kalten Winter im Frühjahre schnell warm wird, sieht man Mauern, steinerne Häuser und Kirchen sich auswendig mit Reif überziehen. Dieſs kommt daher, daſs die Mauern langsamer, als die Luft, erwärmt werden, und noch so viel Kälte zurück halten, daſs das Wasser sich auf ihnen niederschlagen und zu Eis gefrieren kann. Dann sagt man im gemeinen Leben: die Kälte schlägt in die Gebäude.

Vorkommen des Wassers auf der Erdoberfläche.

Regenwasser. Schneewasser. Dieses ist zuweilen völlig rein, muſs aber in weiten Gefäſsen und auf freiem Felde und zwar erst dann aufgefangen werden, wenn es schon eine Zeitlang fortgeregnet hat. Gewöhnlich ist das Regen- und Schneewasser mit atmosphärischer Luft, ein wenig Salpetersäure und, wie behauptet

wird, von einer äufserst geringen Menge salzsaurem Kalke verunreiniget. Was inzwischen den letztern betrifft, so ist dessen Anwesenheit weniger wahrscheinlich; denn dieses Salz ist völlig feuerbeständig, und kommt, so viel wir jetzt wissen, nicht in Gasgestalt vor. Salpetersäure hingegen wird in sehr geringer Menge bei Verbrennungen gebildet, und mufs sich sonach immer in der Atmosphäre vorfinden. Frisch aufgethautes Schneewasser hat einen eigenen Geschmack, und man glaubte früher, dafs es eine grofse Menge Sauerstoff enthalte; es führt aber im Gegentheil nicht mehr Luft mit sich, als es während des Aufthauens aus der Atmosphäre hat an sich ziehen können.

Die meisten Unreinlichkeiten, welche das Wasser bei sich führt, sind mechanisch beigemengt, und bestehen aus zusammengeschlemmtem Staube, der in der Luft herum fliegt und vom Regen oder Schnee mit herabgespült wird. Daher setzt alles Regenwasser ein grauliches Pulver ab und im geschmolzenen Schnee findet man den abgesetzten Staub ebenfalls, selbst wenn der Schnee von der Mitte grofser gefrorner Seen hergeholt wird. Daher hört man auch zuweilen von Schwefelregen, Blutregen u. dgl., das heifst von Regen, welche gelben, rothen, oder verschiedentlich gefärbten Saamenstaub von Pflanzen mit sich führen, welche gerade in der Blüthe stehen. Wenn z. B. zur Blüthezeit des Wachholders und der Kiefer schnell ein Regen kommt, so findet man in waldigen Gegenden ein gelbes Pulver auf dem Wasser, welches völlig den Schwefelblumen gleicht, bei näherer Untersuchung aber sich als Saamenstaub von diesen Nadelhölzern erweist, der in der Luft angehäuft war und vom Regen herabgespült wurde.

Im Allgemeinen ist indessen das Schnee- und Regenwasser so rein, dafs es zu den meisten chemischen Arbeiten gebraucht werden kann, auch mit dem destillirten Wasser einerlei specifisches Gewicht hat.

Quellen. Der gröfste Theil des atmosphärischen Wassers schlägt sich auf Höhen und Bergen nieder, theils weil die wärmere Luft der Thäler, sumpfigen Stellen und Seen, wenn sie an den Abhängen der Berge emporsteigt,

dort abgekühlt wird und ihr Wasser in Gestalt eines gelinden, aber fortwährenden Thaues absetzt; theils deſshalb, weil die Wolken sich um hohe Punkte mehr zusammenziehen und Regen da absetzen, während das unten liegende flache Land gutes Wetter hat. Das auf Bergen gesammelte Wasser rinnt theils an ihrer Oberfläche herab und bildet Bäche, theils senkt es sich in die kleinen Klüfte derselben und zieht sich hier in die Tiefe. Am deutlichsten sieht man diesen ersten Ursprung der Quellen in den Bergwerken. Die Berge sind im Inneren nach allen Richtungen zerklüftet, und in geringer Tiefe unter Tage träufelt das Wasser aus diesen kleinen Klüften in allen Punkten hervor; allenthalben hört man das Fallen der Tropfen, und dieſs vermehrt sich, je tiefer man kommt, so daſs man in allen Gruben Pumpwerke zu erhalten genöthiget ist, um diese Tagewasser heraus zu pumpen. Da diesem hineindringenden Wasser immer anderes nachfolgt, dessen Schwere es mitzutragen hat; so sucht es sich allenthalben durch die Klüfte Wege nach unten, bis es endlich auf eine Stelle kommt, wo er verhindert wird, tiefer niederzusinken, und wahrscheinlich sind die Klüfte der Berge soweit mit Wasser gefüllt, als dieses einzudringen vermag, oder soweit die Klüfte hinlänglich warm sind, um das Wasser in tropfbarflüssiger Gestalt zu erhalten. Die Schwere der in den Klüften auf das untere Wasser drückenden Wassersäule preſst dieses nach den Thälern und niederen Gegenden hin, durch Lager von Sand und Erde, wobei sich das Wasser eine oder mehrere Rinnen aushölt, aus welchen es entweder zugleich, oder einzeln auf gewissen Stellen hervorbricht und Quellen bildet. Nach der verschiedenen Gestaltung und Fortsetzung der Berge unter der Erdoberfläche können diese Quellen dem Berge, in welchem sie entspringen, entweder nahe liegen, oder entfernter von ihm hervorbrechen.

Man hat diese Ansicht von der Entstehung der Quellen deſswegen verwerfen wollen, weil der eigentliche Erdboden selten etwas Wasser durch sich hindurchläſst. Man grub z. B. ein groſses Faſs in den Erdboden ein,

von dessen Boden aus man ein dünnes Röhrchen in einen tiefen Keller niederleitete, und fand niemals, selbst nicht nach dem stärksten Regen, dafs etwas Wasser durch dieses Röhrchen durchgegangen wäre. Dagegen ist aber zu erinnern, dafs es hauptsächlich die Berge sind, welche den Quellen den Ursprung geben, und dafs der Erdboden, ob er gleich unter seiner Rinde überall feucht ist, dennoch sein Wasser stets zurück behält, ungefähr so, wie ein Schwamm. In gegrabenen Brunnen hingegen sammelt sich das Wasser allmählig aus den benachbarten Erdschichten; sie füllen sich langsam, und der Wasserspiegel bleibt tief unter der Oberfläche des Bodens, je nachdem die Erdschichten mehr oder weniger reich an Wasser sind.

Quellwasser haben unter einerlei Klima auch fast immer einerlei Temperatur. In Schweden beträgt ihre Wärme im Sommer + 7°, und in strengen, schneearmen Wintern etwas drunter. Die Ursache dieser unveränderlichen Temperatur ist, dafs die Erdrinde, wenn sie einmal bis zu einem, der wärmenden Kraft der Sonnenstrahlen in jedem Breitengrade entsprechenden Wärmegrade erwärmt ist, im Sommer zu keiner bedeutenden Tiefe weiter erwärmt, auch im Winter weiter nicht abgekühlt werden kann, sondern bis zu einem gewissen Abstande von der äufseren Kruste eine Art von Mitteltemperatur behält, die nachher nach dem Inneren der Erde zu sehr allmählig abnimmt. Diese Mitteltemperatur beträgt in Schweden + 6° und + 7°, in Frankreich + 12° oder etwas weniger, und in wärmeren Ländern noch mehr. Die hervorbrechenden Quellwasser behalten diese Temperatur mit unbedeutenden Veränderungen bei, je nachdem sie eine längere oder kürzere Strecke durch die oberste, von der Wärme der Atmosphäre unmittelbar mehr abhängige Erdkruste durchlaufen.

Heifse Quellen erhalten ihre Wärme von feuerspeienden Bergen, oder wenn sie nicht in der Nähe solcher liegen, scheinen sie dieselben entweder von alten vulkanischen Massen, die noch nicht erkaltet und deren obere

Oeffnungen durch spätere Erdrevolutionen, mit Zurücklassung von Basalt- Bimstein- und Lava-Massen, zerstört worden sind — oder auch von langsam sich zersetzenden schwefelhaltigen Lagern — zu erhalten. Im erstern Falle enthalten die Wasser eine groſse Menge Kohlensäure, im letztern riechen sie nach Schwefel-Wasserstoffgas.

Das Karlsbader und Achener Wasser hat eine Temperatur von + 70° bis 90°, und das Wasser des Geysers auf Island, der in gewissen Zwischenzeiten eine Wassersäule von 19 Fuſs Durchmesser mit unglaublicher Gewalt 100 Fuſs hoch in die Luft treibt, ist kochend heiſs. — Uebrigens zeigen die Quellen, theils in Hinsicht ihrer Temperatur, theils in ihrer Art zu flieſsen, manche bewundernswerthe Sonderbarkeiten, die ich hier übergehen muſs, theils weil sie in das Gebiet der Physik gehören, theils mit unseren gegenwärtigen chemischen Kenntnissen nicht erklärt werden können.

Auf ihrem Wege durch die Spalten der Berge und durch die innere Erdmasse lösen die Quellwasser eine Menge Stoffe auf, womit sie bei ihrem Hervorbrechen über Tage verunreinigt sind. Diese Stoffe sind Kieselerde, verschiedene Salze und Säuren, auch Extraktivstoff, den sie beim Durchdringen durch die oberste Erdrinde aus der Dammerde aufnehmen. Auf welche Weise das Wasser damit geschwängert werde, ist bis jetzt noch nicht ausgemittelt; denn manche Quellen enthalten gewisse Stoffe so reichlich, daſs die Umgebungen des Laufes der Quellen sie unmöglich auch nur auf ein paar Monate lang mit einem solchen Vorrathe versehen könnten. So flieſsen z. B. mit dem Karlsbader Wasser jährlich 746,884 Pfund kohlensaures Natron und 1,132,923 Pfund schwefelsaures Natron hervor, ohne die übrigen beigemengten Stoffe zu rechnen. — Wahrscheinlich kommen diese Wasser in Bergen herab, deren innere Masse durch das Wasser allmählig zerlegt und aufgelöst wird, wo das Wasser sonach einen chemischen Prozeſs erregt, der es mit jenen Stoffen, zuweilen in solcher Menge, versieht, daſs die Kunst es kaum nachzuahmen vermag. Daher

muſs der quantitative Gehalt solcher Wasser an fremdartigen Stoffen, nach Verschiedenheit der Umstände, verschieden sein, und daher müssen sogar dergleichen Quellen nach längerer Zeit, wiewohl vielleicht erst nach mehreren Jahrhunderten, ihren Gehalt bedeutend verändern, je nachdem die löslichen Stoffe entweder fortgeführt werden, oder in gröſserer oder geringerer Menge noch zum Auflösen vorhanden sind. Welche die in Quellwassern vorkommenden Stoffe sind, und wie man sie darin entdecken und daraus abscheiden soll, werde ich in der Folge, bei der Lehre von der chemischen Analyse, kurz berühren.

Alle Quellwasser enthalten in gröſserer oder geringerer Menge eine flüchtige Säure, Kohlensäure genannt, (die ich weiter unten beschreiben werde), und auſserdem verschiedene, in einem Ueberschusse dieser Säure aufgelöste Erdarten, insbesondere Kalk- und Talkerde, bisweilen auch oxydirtes Eisen und oxydirtes Mangan. Läſst man Quellwasser einige Zeit offen an der Luft stehen, so verflüchtiget sich der Ueberschuſs jener Säure allmählig und die Erd- und Metallsalze schlagen sich darin nieder. Dasselbe geschieht, wenn man das Wasser kocht. Aus dergleichen Erdsalzen besteht die Kruste, welche sich in Theekesseln und ähnlichen Gefäſsen absetzt, in welchen Quellwasser gekocht wird; und wenn sich die Erden in den Quellen selbst oder in ihrem Ablaufe auf Steinen oder anderen Dingen, die im Wasser liegen, niederschlagen, so bilden sie um dieselbe eigene steinartige Krusten (Incrustationen), die man Tuffe nennt. In Schweden findet man indessen keine solche reichhaltige Quellen; in wärmeren Ländern aber, und besonders in der Nähe feuerspeiender Berge, findet man sie zuweilen häufig. Wenn man eine Münze oder irgend eine Form in eine solche Quelle legt, so bildet sich nach einiger Zeit eine Steinkruste um sie herum, die sich leicht abnehmen läſst und inwendig den Abdruck des Körpers enthält, auf welchen sie sich angesetzt hatte.

Die Quellen bilden Bäche, und ihr Wasser verliert

beim Fortrinnen seine Kohlensäure, so dafs man in Bächen und in den aus ihnen entstehenden Flüssen und Seen nicht die mindeste Spur von den sauren kohlensauren Salzen findet, welche das Quellwasser enthält. Die übrigen Salze bleiben wohl im Wasser zurück; allein da ihre Menge, gegen die der kohlensauren Salze, wenigstens in Schweden, so äufserst gering ist, so ist auch das Flufswasser reiner als Quellwasser. Das Flufswasser löst weifse und grüne Seife fast ohne Trübung auf; das Quellwasser hingegen zerlegt sie durch ihre kohlensauren Erdsalze, schlägt das Oel mit den Erdarten nieder und hat im Technischen den Namen hartes Wasser erhalten *).

Die Flüsse sammeln sich in Seen, deren Wasser durch Pflanzen und Thiere verunreiniget wird, die darin leben und sterben. Dessen ungeachtet wird das Seewasser dadurch nur um ein Weniges unreiner, als das Flufswasser. Die Seen, welche keinen Ausflufs haben, oder deren Ausflufs vielfach geringer ist, als ihre Zugänge sind, nennt man grofse Sümpfe oder Moräste *(träsk)*. Man glaubte früherhin, dafs das Wasser dieser Seen durch Verdunstung fortgehe; allein in diesem Falle müfsten dieselben nach und nach zu concentrirten Lösungen derjenigen Salze werden, welche ihnen die Flüsse aus den Quellen zuführen, was man gleichwohl bis jetzt noch nicht gefunden hat. Sie müssen daher einen unterirdischen Ablauf haben.

Die Seen bilden grofse Ströme *(älfvar)*, welche das Wasser derselben ins Meer führen. Diese grofse Wassermasse, welche den gröfsten Theil der Erdoberfläche einnimmt, und alle die Wässer aufnimmt, welche vom

*) In mehreren nördlichen Provinzen Schwedens ist das Flufswasser fast so rein, als das Regenwasser. Gahn fand, dafs die Reagentien, welche sonst die meisten natürlichen Wasser trüben, auf das Wasser im Fahlun-Flusse gar nicht wirkten. Kocht man dieses Wasser ein, so hinterläfst es eine dünne gelbliche Haut, die meist aus Extraktivstoff besteht, in welchen aber doch die Reagentien eine Spur von Kochsalz andeuten. Von schwefelsauren Salzen findet sich keine Spur darin.

festen Lande herbeifliefsen, enthält alle Salze der letztern, läfst aber sein Wasser durch Verdunstung wieder fahren. Dadurch entsteht ein beständiger Kreislauf des Wassers, welches vom Spiegel des Meeres aus verdunstet und in Gasgestalt emporsteigt, dann über dem festen Lande, vorzüglich um dessen Höhen und Berge herum verdichtet wird und als Regen herabfällt, nachher, auf die beschriebene Weise, Quellen, Seen und Ströme bildet, und durch diese wieder in das Meer zurückkehrt. Durch diesen Kreislauf werden unsere Quellen, Seen und Ströme beinahe unveränderlich und die lebende Natur unaufhörlich mit süfsem Wasser versorgt.

Das Meerwasser hat einen salzigen, etwas bitteren Geschmack und um die Küsten herum einen üblen Geruch. Es enthält eine Menge Salze aufgelöst, welche der Quantität nach $3\frac{3}{5}$ bis 4 Procent vom Gewichte des Wassers betragen, und wovon das Kochsalz den gröfsten Theil ausmacht, wiewohl es niemals über $2\frac{2}{5}$ Procent vom Gewichte des Wassers beträgt. Die übrigen Salze bestehen aus salzsaurem Kalk, salzsaurem Talk, und schwefelsaurem Natron.

Nach Marcets Analyse enthält das Meerwasser auf 1000 Theile:

26,6	salzsaures Natron oder Kochsalz,
4,66	schwefelsaures Natron,
1,232	salzsaure Kalkerde,
5,154	- Talkerde,

alle Bestandtheile in wasserfreiem Zustande berechnet. Wollaston hat gefunden, dafs das Meerwasser aufserdem auch salzsaures und schwefelsaures Kali, jedoch nicht über $\frac{1}{2000}$ vom Gewichte des Wassers, enthalte.

Man glaubt, dieser Salzgehalt rühre von Steinsalzlagern her, welche das Meer bespühle und auflöse, und werde Jahr aus, Jahr ein durch die Salze vermehrt, welche die Ströme ihm zuführen. Zwar ist der Salzgehalt des Meeres an manchen Stellen sehr verschieden, nach dem ungleichen Süfswassergehalte der hineinfallenden Ströme; die Winde aber und die dadurch verursachten

Meerströme mengen das Wasser so untereinander, daſs die Unterschiede nicht sehr bedeutend sind. In Meerbusen, welche eine enge Oeffnung haben, z. B. in der Ostsee und im schwarzen Meere, ist der Salzgehalt geringer als im groſsen Westmeere; im Mittelmeere ist er hingegen etwas gröſser. Nach den Polen zu ist das Wasser weniger salzig, als nach den wärmeren Ländern hin, ungeachtet wegen des beständigen Durchmengens des Wassers, der Unterschied weniger bedeutend ist. Auch beim Gefrieren des Meeres erstarrt nur das reine Wasser, das aufgethaute Eis enthält wenig Salz und giebt ein süſses, trinkbares Wasser. Zunächst unter dem Eise, wo das Wasser dem Gefrierpunkte am nächsten ist, ist es nur wenig salzig, nimmt aber tiefer hinab nach und nach an Salzgehalte zu, so daſs es in 3 bis 4 Fuſs Tiefe so salzhaltig, wie überall, ist. — Nach den zwischen 60° nördlicher und 40° südlicher Breite angestellten Wägungen, wechselt die specifische Schwere des Meerwassers, bei + 17°, zwischen 1,0285 und 1,0269.

Man hat das Meerwasser auf mancherlei Weise zu reinigen und trinkbar zu machen gesucht; allein nur zwei Arten sind geglückt, und auch diese sind mit so viel Schwierigkeiten verknüpft, daſs sie bei Schiffreisen wenig brauchbar sind. Die eine ist die Destillation, die andere das Durchseihen des Wassers durch Sand. Wenn man in einem Filtrirapparat, welcher die Gestalt eines umgekehrten Hebers hat, Wasser durch eine 15 Fuſs hohe Säule von trockenem Sande laufen läſst, so wird das Wasser, welches zuerst herauskommt, süſs und trinkbar; allein nach einer Weile fängt das durchgehende Wasser schon an salzig zu werden, und wird es nach und nach immer mehr, bis es zuletzt salziger ist, als vorher, weil das Salz, welches zuerst im Sande zurückblieb, allmählig wieder mit herausgespült wird. Der Sand muſs dann entweder ausgewechselt, oder mit reinem Wasser ausgewaschen werden, welches auf der See unmöglich ist. Die Ursache dieser Erscheinung ist, daſs die Sandkörner, gleich den Haarröhrchen, das Wasser in ihren Zwischenräumen

in die Höhe ziehen. Da dieſs im ersten Anfange des Verfahrens mehr von der Attraktion abhängt, als von dem Drucke des nachfolgenden Wassers, so wird das Salz zum Theil von seinem Wasser getrennt und dieses dringt reiner in die Zwischenräume des Sandes ein und füllt sie aus. Wenn man nun, nachdem die Sandmasse völlig angefeuchtet ist, mehr Meerwasser darauf gieſst, so wird durch dessen Schwere zuerst das reine Wasser herausgetrieben, dann aber, wenn die Zwischenräume des Sandes gewaltsam mit Meerwasser angefüllt werden, kommt ein immer mehr und mehr salziges Wasser zum Vorschein. Man erhält sonach bei diesem Durseihen nur soviel reines Wasser, als die Zwischenräume eines gewissen, durch die Höhe der Sandsäule und der Salzigkeit des Meerwassers bestimmten Stückes jener Säule enthalten konnten.

Zum Waschen kann das Meerwasser soweit gereiniget werden, daſs es die Seife nicht zerlegt, wenn man es nämlich vorher mit Pottasche mengt, wodurch die Erdsalze gesättiget werden.

Destillirtes Wasser.

Will man ein vollkommen reines Wasser haben, so muſs es destillirt werden. Bei der Destillation bleiben die Salze im Destillirkolben zurück, und das reine Wasser, welches in Dämpfen übergeht, sammelt sich im Kühlfasse in flüssiger Gestalt. Sie geschieht in ähnlichen Gefäſsen, wie beim Branntweinbrennen. Man darf nicht mehr als $\frac{2}{3}$ des Wassers abdestilliren, weil es sonst vom Rückstande leicht brenzlich wird. In Apotheken destillirt man das Wasser in denselben Gefäſsen, die man nebenbei zum Alkohol und Weingeist gebraucht; dieſs führt aber einen doppelten Nachtheil mit sich. Das was vom Alkohol in der Kühlröhre zurückbleibt, säuert sich beim Zutritte der Luft, und bildet essigsaures Kupfer, welches sich während der Destillation auflöst und das Wasser kupferhaltig macht. Daher wird ein solches destillirtes

Was-

Wasser sehr oft blau, wenn es nach einer gelinden Abdunstung mit Ammoniak gemengt wird; auch bekommt es beim Mengen mit Schwefelwasserstoffgas eine bräunliche Farbe. Dieſs kann zuweilen von einer, durch andere reagirende Mittel nicht zu entdeckenden geringen Menge Kupfer herrühren. Auſser diesem Kupfergehalte kann aber das Wasser auch noch unzerstörten Weingeist enthalten, der sich dann allmählig zerlegt und wovon nach einigen Wochen das Wasser trübe wird und einen schlammigen Bodensatz absetzt. Zu ganz genauen chemischen Versuchen muſs das Wasser in Glasgefäſsen *) destillirt oder wenigstens in einer zinnernen Kühlröhre verdichtet werden. Bei vieler Vorsichtigkeit kann man auf diese Weise ein Wasser erhalten, welches vollkommen rein und ohne allen Geschmack und Geruch ist; allein die geringste Unvorsichtigkeit beim Feuern giebt ihm einen eigenen, ein wenig brenzlichen Geschmack, dem von frisch aufgethauten Schneewasser nicht unähnlich.

Wasserstoff-Superoxyd.

Der Wasserstoff kann sich noch mit mehr Sauerstoff, als im Wasser, verbinden, und giebt dann ein Superoxyd, welches erst neulich von Thenard entdeckt worden ist, und dessen merkwürdige Eigenschaften mehr Aufklärung über verschiedene wichtige Gegenstände der chemischen Theorie zu versprechen scheinen. Man erhält dasselbe, nach Thenard's Vorschrift, auf folgende Weise:

Baryt-Superoxyd **), welches von allen fremdartigen

*) Hierbei ist jedoch zu erinnern, daſs das Glas von guter Beschaffenheit sein muſs, weil es auſserdem durch die Wasserdämpfe besonders im Halse der Retorte und in der Vorlage zersetzt und das destillirte Wasser dadurch mit Alkali und Kieselerde verunreiniget wird. Dieſs ist mir selbst mit solchem Glase geschehen, worin ich ohne Nachtheil Salpetersäure kochen konnte.

**) Dieses Baryt-Superoxyd wird so bereitet, daſs man reine salpetersaure Baryterde in einer Retorte von ächtem Porzellane

Beimengungen so rein wie möglich sein mufs, wird in einem Mörser mit Wasser übergossen, und damit zusammengerieben, wobei sich das Superoxyd mit dem Wasser verbindet, weifs wird und zu Pulver zerfällt. Man bringt dasselbe hierauf in kleinen Portionen in verdünnte Salzsäure, welche das Superoxyd auflöst, ohne dafs irgend etwas Gasförmiges dabei entwickelt wird. Sobald die Säure damit gesättiget ist, setzt man verdünnte Schwefelsäure in kleinen Gaben so lange zu, bis die Baryterde wieder ausgeschieden ist, worauf die dann in Freiheit gesetzte Säure wieder mit Superoxyd gesättiget und die Baryterde abermals durch verdünnte Schwefelsäure niedergeschlagen wird. Man filtrirt nunmehr die Flüssigkeit durch Papier und spült das auf dem Filtrum Zurückbleibende mit ein wenig kaltem Wasser aus. Das, was hierbei noch auf dem Filtrum bleibt, wird vom Papier abgenommen, mit mehr Wasser versetzt und wieder durchgeseiht, und die dabei durchgegangene Flüssigkeit beim ferneren Verlaufe der Arbeit als Spülwasser gebraucht.

Die zuerst durchgeseihte saure Flüssigkeit wird hierauf von neuem mit Baryt-Superoxyd bis zur Sättigung der Säure gemischt, hierauf die Baryterde wieder mit Schwefelsäure gefällt, und auf diese Weise die Arbeit durch successives Sättigen, Niederschlagen und Filtriren, 3 bis 6 und mehrere Male wiederholt, so lange, bis die Flüssigkeit ihr 50faches Volumen Sauerstoff aufgenommen hat. Setzt man sie noch länger fort, so verliert man mehr dabei, als man gewinnt, weil das Sauerstoffgas mit Aufbrausen zu entweichen anfängt *).

brennt, dann die Erde herausnimmt und von neuem in einer Porzellanröhre erhitzt, durch welche Sauerstoffgas geleitet wird.

*) Man kann die Menge des Sauerstoffgases in der Auflösung ausmitteln, wenn man ein kleines Maafs davon über Quecksilber in eine mit Quecksilber gefüllte Glasröhre füllt und dann ein wenig Braunstein hineinbringt, wo sodann das Sauerstoffgas sich mit Brausen entwickelt, und der Raum, den es einnimmt, mit dem Maafse der vorher eingelassenen Flüssigkeit verglichen werden kann. Thenard schreibt jedoch vor, dafs letztere vorher verdünnt werden soll.

Die nunmehr erhaltene Flüssigkeit wird abermals mit Baryt-Superoxyd gesättiget, sodann der vollständigen Sättigung halber noch mit Barytwasser gemengt und hierauf in Schnee oder Eis gestellt. Dabei schlägt sich etwas Kieselerde, welche durch die Säure aus dem Baryt-Superoxyd aufgelöst worden ist, ingleichen eine geringe Menge Eisen und Manganoxyd nieder. Man filtrirt nunmehr die Flüssigkeit durch Leinwand und drückt das, was im Filtrirtuche zurückgeblieben ist, aus. Dieſs muſs mit der gröſsten Eilfertigkeit geschehen, weil sonst das Sauerstoffgas durch die Berührung mit den niedergeschlagenen Oxyden ausgeschieden zu werden und mit schwachem Aufbrausen zu entweichen anfängt. Während dessen muſs die Flüssigkeit eiskalt erhalten, und wenn sich nach dem Filtriren noch ein neuer Antheil von Oxyd aus derselben ausscheidet, sogleich wieder durchgeseiht werden. Am besten ist es, sich dazu mehrerer Filtra auf Einmal zu bedienen, um das Filtriren desto schneller zu beendigen, dann aber die Filtra mit den Rückständen zusammen in ein leinenes Tuch zu legen, und das darin zurückgebliebene Liquidum zu pressen. War viel Manganoxyd darin anwesend, so erhitzt sich dasselbe dabei dergestalt, daſs man es beim Auspressen kaum in den Händen halten kann.

Die Baryterde wird darauf mittelst verdünnter Schwefelsäure aus der Flüssigkeit niedergeschlagen, diese aber dabei stets mit Eis umgeben erhalten. Hierauf wird derselben schwefelsaures Silberoxyd zugesetzt, das aber weder metallisches Silber, noch freies Silberoxyd enthalten darf; hier verbindet sich die Salzsäure mit dem Silberoxyd, die Schwefelsäure wird in der Flüssigkeit frei. Sobald alle Salzsäure ausgeschieden ist, klärt sich die Flüssigkeit, die vorher trübe war, und wird nun schnell abgegossen. Sollte aber etwas schwefelsaures Silberoxyd im Ueberschuſs zugesetzt sein, so muſs das Silberoxyd wieder sorgfältig mit verdünnter Salzsäure niedergeschlagen werden.

Die Flüssigkeit wird nun wieder filtrirt, und sobald

sie völlig klar ist, und weder Silber noch Salzsäure mehr enthält, in einem eiskalten Mörser mit Baryterdehydrat zusammengerieben, welches in kleinen Mengen so lange zugesetzt wird, bis die Schwefelsäure beinahe gesättiget ist. Sobald die Flüssigkeit auf Lakmuspapier nur noch unbedeutend als Säure reagirt, wird sie abermals filtrirt und der Niederschlag ausgepreſst, dann aber die Flüssigkeit vollkommen mit Barytwasser gesättiget, um alle Spuren von Manganoxyd völlig daraus zu entfernen, hierauf aber unter den oben angegebenen Vorsichtsmaaſsregeln nochmals filtrirt.

Die Flüssigkeit, welche nun aus Wasser-Superoxyd und etwas Baryterde besteht, die zusammen im Wasser aufgelöst sind, wird durch die anwesende Erde leicht zersetzt, hält sich aber besser, wenn sie einen kleinen Ueberschuſs von Säure enthält, daher man die Erde wieder daraus niederschlagen und einen äuſserst geringen Ueberschuſs an Schwefelsäure zusetzen muſs. Die filtrirte Flüssigkeit wird nun im luftleeren Raume über Schwefelsäure abgedunstet, wobei man ganz nach Leslie's Methode bei der Eisbildung verfährt. Das Wasser ist flüchtiger, als das Superoxyd, welches durch die Verdunstung immer mehr und mehr concentrirt wird. Dabei muſs die Schwefelsäure unter dem Recipienten von Zeit zu Zeit umgeschüttelt werden, weil sonst ihre Oberfläche mit Wasser gesättiget wird und kein Wassergas mehr verschluckt. Wenn nach einer gewissen Dauer der Verdunstung ein Brausen in der Flüssigkeit entsteht, muſs dieselbe sogleich herausgenommen, und wenn sie sich warm anfühlt, im Eise abgekühlt werden. Man findet dann gewöhnlich einige Flocken eines fremden Stoffes darin, von welchen das Gas aufsteigt, und wodurch die Flüssigkeit sich gewöhnlich erwärmt und gänzlich zerlegt werden würde, wenn man diese Flocken nicht daraus entfernte. Man gieſst daher das klare Liquidum von dem Bodensatze ab, der oft nicht einmal wägbar ist, und bringt es von neuem in den luftleeren Raum, um die Abdunstung fortzusetzen. Gegen das Ende steigen zähe Blasen auf, die sich schwer

zertheilen, und man sollte glauben, daſs vieles Sauerstoffgas dabei entwiche; allein es zeigt sich, daſs dessen ungeachtet das Quecksilber in der Probe binnen 24 Stunden kaum merklich steigt.

Zuletzt bleibt eine syrupdicke, farbenlose Flüssigkeit zurück, welche wasserfreies, oder doch beinahe wasserfreies Wasserstoff-Superoxyd ist. Das specifische Gewicht desselben beträgt 1,453. Es giebt, wenn man es mit Mangan-Superoxyd mischt, oder kocht, sein 850faches Volumen Sauerstoffgas, das Volumen beider bei + 14° Temperatur und 76 Centimeter Barometerhöhe gemessen. Es besitzt einen eigenen ekelerregenden Geschmack und Geruch, dem des Bleichwassers nicht unähnlich, welches man erhält, wenn Salzsäure-Superoxydul von Alkali aufgenommen wird. Auf der Haut erzeugt es nach einigen Augenblicken einen weiſsen Fleck, und erregt eine stechende Empfindung, die aber nach einigen Stunden gänzlich verschwindet, nach welcher auch die Haut ihr voriges Ansehen wieder annimmt.

Es bleicht und zerstört alle Pflanzenfarben. Im Allgemeinen ist dessen Wirkung so heftig, daſs sie nicht gut beobachtet werden kann, wenn man nicht das Wasserstoff-Superoxyd mit einigen gleichen Maaſstheilen Wasser verdünnt.

Die ausgezeichnetste von seinen Eigenschaften ist, daſs es bei der Berührung mit verschiedenen festen, besonders pulverförmigen Körpern, vorzüglich aber mit den Metallen: Gold, Silber, Platin, Palladium und Quecksilber oder deren Oxyden, oder auch bei der Berührung mit anderen Superoxyden, mit vieler Heftigkeit in Sauerstoffgas und Wasser zerlegt wird. Ist die Flüssigkeit verdünnt, so entsteht durch das Fortgehen des Sauerstoffgases ein starkes Aufbrausen, und das Gemisch wird warm, oft so, daſs man es nicht mehr in der Hand halten kann. War das Wasserstoff-Superoxyd concentrirt und läſst man einen Tropfen davon auf einen jener Körper in Pulvergestalt fallen, so geschieht die Zersetzung mit einer Verpuffung und man sieht im Finstern einen schwachen Feuer-

schein. Bedient man sich hierzu, anstatt der fein zertheilten edlen Metalle selbst, ihrer Oxyde, so ist die Explosion noch weit stärker; das Metall wird reducirt und sein Sauerstoff entweicht zugleich mit dem Sauerstoffe des Wasserstoff-Superoxyds. Dieſs geschieht selbst dann, wenn das letztere mit Wasser verdünnt ist, und folglich durch die Zerlegung keine so hohe Temperatur hervorgebracht wird, daſs man sagen könnte, das Metalloxyd sei dadurch zum Metalle reducirt worden.

War das Superoxyd sehr mit Wasser verdünnt, so werden die Oxyde so zerlegt, daſs ein Theil des Sauerstoffs entweicht und eine niedrigere Oxydationsstufe zurückbleibt. Thenard hat solche niedrigere Oxydationsstufen von Gold und Silber erhalten, die bisher unbekannt gewesen zu sein scheinen.

Leicht oxydirbare Metalle, deren Oxyde Säuren bilden, veranlassen ebenfalls eine Zerlegung des Wasserstoff-Superoxyds; allein der Sauerstoff des letztern geht dann nicht fort, sondern verbindet sich mit dem Metalle, welches er zur Säure oxydirt. Dieſs ist der Fall mit Selenium, Arsenik, Wolfram und Molybdän. Die zwei erstern oxydiren sich unter Erscheinung von Feuer, wenn das Superoxyd nicht zu sehr verdünnt ist. — Dagegen wird das Superoxyd von solchen Metallen oder deren Oxyden nicht verändert, deren Oxyde Salzbasen bilden.

Einige thierische Stoffe wirken auf dieselbe Weise auf das Superoxyd, wie die edlen Metalle, z. B. der Faserstoff des Blutes, welcher das Sauerstoffgas daraus vertreibt, während das Eiweiſs das Superoxyd unverändert läſst.

Ein geringer Gehalt von Säure schützt das Wasserstoff-Superoxyd, wie ich schon oben erwähnt, vor der Zerlegung; wogegen Auflösungen der Alkalien dieselbe auf eine so ganz ausgezeichnete Weise beschleunigen, daſs das Superoxyd selbst durch die bloſse Berührung mit Glas, und ohne einen anderen Zusatz, die Flaschen zersprengt, worin es eingeschlossen ist. Dagegen kann man es mit Säure gemischt aufbewahren, wenn man es in einer nie-

drigen Temperatur hält, und gewisse Säuren, zu welchen die Fluſs- und Phosphorsäure gehören, haben die Eigenschaft, dasselbe in verdünntem Zustande und sogar wenn es bis zum Kochen erhitzt wird, zu bewahren.

Dieſs sind die Hauptsachen, welche wir durch Thenard's höchst interessante Versuche über diesen Körper bis jetzt wissen. Thenard glaubte anfänglich, daſs die Säuren, womit das Baryt-Superoxyd zerlegt wird, überoxydirt würden und bemühte sich, diese überoxydirten Säuren kennen zu lernen. Allein da er niemals eine Vermehrung des Sauerstoffs der angewandten Säuren in irgend einem Verhältnisse auffinden, auch eben so wenig einen Unterschied zwischen den Salzen dieser (vermeintlich) überoxydirten Säuren und den Salzen der gewöhnlichen Säuren entdecken konnte, so fing er endlich an zu untersuchen, ob nicht der Sauerstoff vom Wasser aufgenommen werde, und es gelang ihm endlich, nach einer Reihe von mühsamen und kostbaren Versuchen, das Wasserstoff-Superoxyd für sich darzustellen und dessen Natur zu bestimmen.

Ich habe bis hierher bloſs Thatsachen angeführt, ohne eine Erklärung oder Meinung darüber beizufügen, und werde nunmehr versuchen, diese Thatsachen, so weit es bis jetzt möglich ist, unter einer allgemeinen Ansicht zusammen zu stellen.

Das Superoxyd der Baryterde ist bis jetzt das einzige unter den bekannten Superoxyden, welches sich mit Wasser verbinden läſst; und zwar nimmt dasselbe eine solche Menge davon auf, daſs der Sauerstoff des Wassers dem überschüssigen Sauerstoffe des Superoxyds gleich ist. Die starke Verwandtschaft der Baryterde zu den Säuren macht, daſs jene in Berührung mit diesen sich sowohl vom Wasser, als auch von ihrem überschüssigen Sauerstoffe losreiſst, welche beide in dem Augenblicke, wo diese Trennung geschieht, schon verbunden sind, in dieser Verbindung bleiben, und das Superoxyd des Wasserstoffs bilden. Eben dasselbe würde auch natürlicherweise bei jedem andern Superoxyde eintreten, welches Wasser ent-

hält, allein bei wasserfreien Superoxyden tritt diese Erscheinung nicht ein, sondern bei deren Zerlegung durch Säuren entweicht entweder der Sauerstoff in Gasgestalt, oder verbindet sich mit der Säure, wenn diese Verwandtschaft zu ihm hat. — Die Behandlung des Baryt-Superoxyds mit Schwefelsäure würde das Verfahren bedeutend abkürzen; allein Thenard fand, daſs in diesem Falle der Sauerstoff gröſstentheils in Gasgestalt entweicht, und daher rührt der weite Umweg, den man bei Bereitung des Wasserstoff-Superoxyds einschlagen muſs. Die Salzsäure durch Silberoxyd auszuscheiden, geht eben so wenig an, weil das Wasserstoff-Superoxyd vom Silberoxyd zerlegt wird.

Die Eigenschaft des Wasserstoff-Superoxyds, in Berührung mit edlen Metallen oder deren Oxyden in Wasser und Sauerstoff, unter Wärmeentwicklung, zerlegt zu werden, und zugleich diese Oxyde zu Metall zu reduciren, ist eine Erscheinung, welche wir bis jetzt noch nicht haben erklären können. Wir sehen hier keine chemische Verwandtschaft wirken, vielmehr umgekehrt eine schon bestehende chemische Verbindung aufgehoben, und dabei die Temperatur mitunter bis zum Ausbruche von Feuer sich erhöhen. Thenard hat die Vermuthung geäuſsert, daſs diese Wirkung elektrisch sein könne. Diese Muthmaſsung wird zwar durch unsere bisherigen Kenntnisse von der Elektricität nicht gerechtfertiget, gleichwohl aber dadurch bekräftiget, daſs alle diejenigen Körper, welche bei Berührung des Wasserstoff-Superoxyds, dieses letztere zerlegen, sich in der elektrischen Reihe gegen das Wasser elektronegativ verhalten; dagegen bleibt das Superoxyd in Berührung mit solchen Körpern unverändert, welche gegen das Wasser elektropositiv oder indifferent sind. — Wenn man der Flüssigkeit, welche das Wasserstoff-Superoxyd enthält, eine lösliche Säure beimengt, so tritt die Flüssigkeit dadurch zur Klasse der elektronegativen Körper über und geräth in eine elektrische Indifferenz, oder nimmt wenigstens einen bedeutend geringeren elektrischen Gegensatz gegen feste elektronegative Körper an, und das

Wasserstoff-Superoxyd erhält sich dabei unzerlegt. Mengt man aber die Flüssigkeit mit einem darin löslichen alkalischen Stoffe, so geht sie dadurch zur Klasse der elektropositiven Körper über; der elektrische Gegensatz zwischen ihr und den mit ihr in Berührung stehenden, mehr oder weniger elektronegativen Körpern, wird verstärkt, und das Superoxyd nunmehr mit Heftigkeit zerlegt, und zwar selbst durch solche Körper, die so wenig ausgezeichnet elektronegativ sind, daſs sie in ihrem reinen Zustande wenig darauf wirken.

Wiewohl wir hiernach nicht wohl einsehen können, warum und auf welche Weise dieser elektrische Gegensatz zwischen dem liquiden Superoxyde und den mit demselben in Berührung kommenden festen Körpern eine Zerlegung desselben hervorzubringen vermöge; so können wir doch durch diese Ansicht jene Erscheinung auf ein allgemeines Verhalten zurückführen, welches uns möglich macht, a priori zu bestimmen, welche Körper eine Zerlegung des Wasserstoff-Superoxyds hervorbringen, oder nicht. Ob die hierbei statt findende Entwickelung von Wärmestoff eine Folge des elektrischen Gegensatzes, oder eines bei der Zersetzung selbst eintretenden Umstandes sei, läſst sich schwer ausmachen.

Wir werden in der Folge noch ein anderes Superoxyd (der Salzsäure) kennen lernen, welches bei einer gewissen Temperatur auf gleiche Weise in Sauerstoff und einen niedrigen Oxydationsgrad des Radikals zerlegt, und wobei ebenfalls Wärme bis zur Feuererscheinung entwikkelt wird, und ich werde bei Beschreibung desselben meine Vermuthungen über die Ursache dieser Wärmeentwicklung anführen.

Ehe ich die Lehre vom Wasser verlasse, muſs ich noch von zwei chemischen Erscheinungen sprechen, deren nähere Kenntniſs uns zur Beschreibung der übrigen Körper nothwendig ist. Diese Erscheinungen sind die Auflösung und die Krystallisation.

Auflösung im Wasser.

Auflösung heifst, wenn sich ein fester Körper mit einer Flüssigkeit (einem tropfbarflüssigen Körper) so verbindet, dafs er in dieser Verbindung flüssig wird, z. B. wenn ein Salz im Wasser gelöst wird. Die Flüssigkeit nennt man dann das Lösungsmittel, der vorher feste Körper heifst aufgelöst, und die neue Verbindung eine Auflösung. Kein Vergröfserungsglas entdeckt eine Spur von ungleichartigen Stoffen darin, sondern alles zusammen bildet eine gleichartige Masse. — Man unterscheidet zuweilen Lösung und Auflösung; das letztere deutet dann an, dafs der feste Körper, um aufgelöst zu werden, in seiner Zusammensetzung verändert werden mufs; z. B. wenn kohlensaurer Kalk in Salzsäure aufgelöst wird, wo die Kohlensäure ausgetrieben wird; oder wenn sich ein Metall in einer Säure auflöst und entweder diese oder das mit anwesende Wasser zersetzt, um sich während des Auflösens oxydiren zu können. Ich habe immer auf diese Unterscheidung keine Rücksicht genommen, da sie besser durch die Natur der in Frage kommenden Körper, als durch Worte bestimmt wird.

Hier ist nur von derjenigen Art der Auflösung die Rede, bei welcher keine chemische Eigenschaft des Körpers durch die Verbindung verändert wird, wie z. B. die Lösung des Salzes in Wasser, nicht aber von einer solchen, wo durch die Verbindung des festen Körpers mit dem Lösungsmittel ein neuer, dem vorigen in seinen Eigenschaften unähnlicher Körper entsteht, wie wenn Alkalien oder Erdarten sich mit Säuren verbinden und Salze bilden.

Das allgemeine Lösungsmittel ist das Wasser; doch können auch alle andere flüssige Körper, z. B. Alkohol, Naphta, Essig, geschmolzene Metalle u. s. w. Lösungsmittel abgeben. Man sollte wohl auch den Wärmestoff als Lösungsmittel, und alle geschmolzene Körper, als in Wärmestoff aufgelöst, betrachten. Man nannte früherhin das Schmelzen eine einfache Lösung, und die Auflösung in einer Flüssigkeit eine zusammengesetzte; weil zur

Verwandlung eines festen Körpers in die tropfbarflüssige Gestalt die Aufnahme von Wärmestoff erforderlich ist, und derselbe sonach durch Wärme und Flüssigkeit zugleich aufgelöst werden muſs.

Auflösungen werden durch Wärme erleichtert, nicht allein insofern, daſs die Lösung schneller erfolgt, sondern auch dadurch, daſs warme Auflösungsmittel weit mehr als kalte auflösen. Je feiner der feste Körper gepulvert ist, und je mehr das Lösungsmittel damit umgeschüttelt wird, desto rascher geht die Lösung von statten, weil im ersteren Falle die Oberfläche des festen Körpers um soviel gröſser, und im letztern Falle das Lösungsmittel um soviel öfter gewechselt wird. Läſst man ein Gemenge von Salz und Wasser in völliger Ruhe stehen, so löst das Wasser unten soviel auf, als es vermag, und das Wasser wird oben wenig Salz halten, weil das salzhaltigste wegen seiner Schwere am Boden zurückbleibt; schüttelt man aber dann das Gemenge um, so erfolgt die Lösung des Salzes von Neuem und es wird nun gleichförmig in der Lösung vertheilt. Die Wärme befördert eine Lösung auch noch durch die Strömung, die sie in der kälteren Flüssigkeit veranlaſst, wie ich oben durch Fig. 2. Taf. 1. gezeigt habe.

Es ist bis jetzt noch unbekannt, in welchem Verhältnisse das Lösungsvermögen einer Flüssigkeit durch Erhöhung der Temperatur vermehrt wird, und ob sich dieses Verhältniſs bei allen löslichen Körpern gleich bleibt, oder Veränderungen unterworfen ist. Genaue Versuche zur Ausmittelung dieser Umstände wären für die ausübende Chemie von groſser Wichtigkeit. Hat man z. B. eine Auflösung von Salpeter, in welcher bei + 25° soviel als möglich aufgelöst worden ist, und dann eine andere, die bei + 75° gemacht ist, und mengt dann gleiche Volumina von beiden zusammen, so wird ein groſser Theil des Salpeters gefällt, weil Wasser von + 50° das Salz von beiden Lösungen nicht aufgelöst erhalten kann. Man sieht hieraus, daſs das Lösungsvermögen des Wassers für den Salpeter in weit geringerem Verhältnisse zunimmt, als die Anzahl der Wärmegrade.

Wenn ein Lösungsmittel bei einer gegebenen Temperatur von einem gewissen Körper nichts mehr auflösen kann, so sagt man, es sei damit gesättiget. Es kann jedoch, wenn es mit einem Stoffe gesättiget ist, auch noch einen anderen auflösen. Wenn z. B. Salpeter in Wasser gelöst wird, bis dieses nichts mehr davon aufnehmen kann, so wird das Wasser mit Salpeter gesättiget; setzt man aber dieser Salpeterlösung sodann noch schwefelsaures Natron (Glaubersalz) hinzu, so löst dieselbe noch einen guten Theil davon auf, und kann nachher noch einen dritten, vierten Stoff u. s. w. auflösen.

Oft kann die Lösung dabei, durch die Verwandtschaft der Salze, ein neues Vermögen bekommen, von einem oder dem anderen Salze mehr aufzulösen, womit sie vor der Mengung schon gesättiget war; so kann z. B. Wasser, welches vorher Salpeter bis zur vollen Sättigung, dann aber Kochsalz auflöst, nachher noch mehr Salpeter lösen, wenn die Lösung von neuem damit gemengt wird. Dabei hat man indessen noch nicht untersucht, ob nicht dieses Phänomen etwa daher rühre, daſs bis zu einem gewissen Grade ein Austausch zwischen den Säuren und Basen eintritt, so daſs man 4 Salze statt zweier in der Auflösung hat und folglich die ganze Erscheinung nur eine Täuschung ist. Denn salzsaures Kali z. B. wird durch ein Gemenge mit salzsaurem Natron nicht löslicher im Wasser, und eben so wenig das salpetersaure Kali durch Mengung mit salpetersaurem Natron.

Wenn eine Auflösung, sie mag gesättiget sein, oder nicht, auf einer kalten Stelle stehen bleibt, wo sie allmählig bis zum völligen Gefrieren abgekühlt wird; so wird ihr äuſserer Umfang, welcher zuerst erkaltet, weniger salzhaltig, als ihr Inneres, bis zuletzt, wenn alles erstarrt ist, die aufgelösten Stoffe alle in der Mitte zusammengedrängt sind. Wenn man z. B. einer schwachen Auflösung von Kochsalz etwas Lakmus zusetzt, so daſs das Wasser eine blauliche Farbe annimmt, und es dann frieren läſst, so wird man sehen, daſs die Farbe sich in die Mitte des Eisklumpens zieht, wo derselbe auch am

salzigsten ist. War die Lösung so gesättiget, daſs sie nicht durchaus gefrieren konnte, so bleibt in der Mitte eine stärker concentrirte Lösung ungefroren zurück.

Die Ursache dieses Umstandes ist, daſs das Lösungs-Vermögen des warmen und kalten Wassers von ungleicher Stärke ist; wenn daher in einer Lösung, worin das Aufgelöste gleichförmig vertheilt ist, ein Theil mehr, als der andere, abgekühlt wird; so vertheilt sich das Aufgelöste so zwischen dem wärmeren und kälteren Theil, daſs beide nach Verhältniſs ihrer verschiedenen Temperatur auf demselben Grade der Sättigung stehen. Dieſs wird jedoch in den meisten Fällen weniger deutlich sichtbar, und zwar der Bewegung halber, welche durch die Veränderungen des specifischen Gewichts der abgekühlten Theile in der Auflösung entsteht. Das abkühlende Wasser verliert indessen fortdauernd immer mehr von dem aufgelösten Stoffe, das wärmere aber nimmt verhältniſsmäſsig eben soviel davon auf, bis endlich das, was zu Eis gefriert, nur noch bloſses Wasser ist. Daher möchte es auch kommen, daſs das groſse Weltmeer, ungeachtet Ströme und Winde es unaufhörlich unter einander rühren, dennoch mehr Salz zwischen den Wendekreisen und einige Grade über dieselben hinaus, als nach den stets gefrorenen Theilen gegen die Pole hin, enthalten soll; denn dasselbe ist in den kälteren Zonen im Verhältniſs seiner Kälte, eben so stark mit den Salzen, die es aufgelöst enthält, gesättiget, als es, im Verhältniſs seiner höheren Temperatur, in den wärmeren Zonen und unter dem Aequator gesättiget ist. Dieser Unterschied ist jedoch gering, weil beim Kochsalze, welches den häufigsten Bestandtheil des Meerwassers ausmacht, der Umstand eintritt, daſs zwischen seiner Löslichkeit im kalten und warmen Wasser nur ein geringer Unterschied statt findet.

Läſst man eine Auflösung eines festen Körpers im Wasser oder in einer anderen flüchtigen Flüssigkeit stehen, so verdunstet das Flüssige davon, nach den oben angeführten Gesetzen, und die Lösung wird dadurch allmählig immer mehr und mehr gesättiget, bis endlich ein

Theil des festen Körpers sich wieder absetzt und dabei eigene regelmäſsige Gestalten annimmt, die man Krystalle nennt.

Krystallisation.

Krystallisation entsteht bei den meisten Körpern, welche aus der flüssigen Gestalt in die feste übergehen. Der gröſste Theil der geschmolzenen Körper nimmt beim langsamen Abkühlen Krystallform an, wie ich schon beim Schwefel erwähnt habe, und beim Krystallisiren der verschiedenen Metalle zeigen werde. Je langsamer die Abkühlung erfolgt, desto deutlicher und gröſser werden die Krystalle.

Aber auch wenn feste Körper in irgend einer Flüssigkeit aufgelöst sind, schieſsen sie daraus in Krystallen an, wenn die Flüssigkeit erkaltet oder verdunstet. Wenn man z. B. kochendheiſses Wasser auf zerstoſsenen Salpeter gieſst, das Gemenge so lange umrührt, als noch Salpeter aufgelöst wird, sodann die Lösung abklärt und bei völliger Ruhe langsam erkalten läſst; so krystallisirt sich daraus derjenige Theil des Salpeters, welchen das kochendheiſse Wasser mehr, als das abgekühlte, aufgelöst enthalten konnte.

Dasselbe geschieht, wenn man eine nicht völlig gesättigte Auflösung über Feuer so lange abdunstet, bis ein Theil des Wassers verflüchtiget ist, und dieselbe dann langsam erkalten läſst; der Theil des Aufgelösten schieſst in Krystallen an, der sich zwar in der kochenden Lösung erhalten konnte, in der erkalteten sich aber nicht mehr aufgelöst zu erhalten vermochte. Wenn man eine solche Auflösung abdunsten will, kann man das Einkochen so lange fortsetzen, bis sich ein Salzhäutchen auf der Oberfläche zeigt, welches andeutet, daſs soviel Wasser verdunstet ist, daſs das kochendheiſse nicht mehr alles aufgelöst erhalten kann, oder bis ein Tropfen, den man auf kaltes Blech fallen läſst, kleine Krystallchen giebt. Man läſst sodann die Lösung auf einer kühlen Stelle ruhig

zum allmähligen Anschieſsen stehen. Den nicht krystallisirten Rückstand nennt man die Mutterlauge; er kann durch abermalige Verdunstung von neuem zum Krystallisiren gebracht werden, und wenn das aufgelöste Salz rein war, kann man damit bis zum letzten Tropfen fortfahren. Die Körper, welche im kalten und warmen Wasser beinahe einen gleichen Grad von Löslichkeit haben, krystallisiren nicht durch Abkühlung, sondern bloſs durch fortgesetzte Abdunstung; von dieser Art sind das salzsaure Natron (Kochsalz), der schwefelsaure Kalk (Gyps), und mehrere andere.

Ure machte die Beobachtung, daſs in einer krystallisirenden Flüssigkeit, wenn man dieselbe der Ausladung der elektrischen Säule aussetzt, die Krystallisation allemal am negativen Leiter ihren Anfang nimmt. Indessen ist es noch ungewiſs, ob die elektrische Vertheilung hierbei einen anderen Einfluſs hat, als den, daſs die freiwerdende Säure, welche in den meisten Fällen die Löslichkeit der Salze im Wasser vermehrt, das Anschieſsen der Krystalle auf der positiven Seite verhindert. Es ist überdieſs bekannt, daſs in Lösungen von Salzen mit alkalischer Basis ein Ueberschuſs von letzterer zur Beförderung des Krystallisirens beiträgt.

Je langsamer die Krystallisation vor sich geht, desto gröſser und deutlicher werden die Krystalle, und umgekehrt, je schneller, desto kleiner und undeutlicher. Am besten und vollkommensten erhält man die Krystalle, wenn die Lösung, sich selbst überlassen, nach mehreren Wochen allmählig verdunstet. Die Gröſse und Regelmäſsigkeit der Krystalle kann auch zuweilen durch gewisse andere Umstände befördert werden. So erhält man z. B. ungewöhnlich groſse und deutliche Krystalle vom Salpeter, wenn man ihn in kochendheiſsem Kalkwasser auflöst, welches jedoch auf andere Salze keine ähnliche Wirkung thut. Auch Ruhe trägt zu einer langsamen und regelmäſsigen Krystallisation bei, Bewegung hingegen beschleuniget dieselbe zwar, macht aber, daſs die Krystalle klein und undeutlich werden. Daher pflegt man z. B.

beim Zuckersieden, wo eine schnelle und körnige Krystallisation der eingekochten Zuckerlauge beabsichtiget wird, sobald derselbe in die Zuckerhutformen hineingegossen ist, sie stark und oft mit Holzstecken umzurühren; will man hingegen den Zucker in deutlichen Krystallen anschieſsen lassen, wie beim sogenannten Kandiszucker, so läſst man die Zuckerlauge weniger stark einkochen und dann auf einer sehr warmen Stelle stehen, wo das Wasser allmählig verdunstet und der Zucker aus seiner Auflösung langsam anschieſst.

Wenn feste Körper, z. B. dünne Holzstäbchen, Fäden u. d. m. in eine solche krystallisirende Lösung gebracht werden, so setzen sich die Krystalle an dieselben an, so daſs sie gleichsam den Kern der Krystallrinde bilden. Daher sieht man im Kandiszucker Fäden quer durch die Krystallmasse gehen, die in das Gefäſs eingehängt worden sind, um den Zucker daran anschieſsen zu lassen; und auf Vitriolwerken steckt man in die eingekochte Vitriol-Lösung kleine Stäbchen, an welche die Krystalle sich ansetzen und womit sie zugleich herausgenommen werden können.

Dieser Umstand, daſs Salze sich besonders leicht an feste Körper ansetzen, die sich zufällig in der Lösung befinden, veranlaſst eine schwere Krankheit bei Menschen und Thieren, den Stein, wo sich Steine in der Urinblase, den Gedärmen und andern Eingeweiden bilden. Der Urin z. B. enthält eine Menge aufgelöste Salze, die zum Theil schwer löslich und leicht krystallisirbar sind; setzt sich nun zufällig irgend ein festes Körperchen in der Blase ab, so fangen diese Salze, ehe noch der Urin herausgelassen wird, an, sich krystallinisch daran anzusetzen, und bilden so einen Stein, der fortdauernd zunimmt. Wenn man nach dem Tode des Kranken, oder durch chirurgische Operation den Stein herausnimmt und zerschlägt, so findet man in dessen Mittelpunkte den festen Körper als einen kleinen Kern.

Wenn man in eine Salzlösung einen Krystall gleicher Art bringt, so wird dadurch, vermöge der Zusammen-

menhangs-Verwandtschaft, das Anschieſsen noch mehr befördert, und man kann aus einer Flüssigkeit, die mehrere Salze aufgelöst enthält, nach Belieben das eine von diesen Salzen allein krystallisiren lassen, wenn man einen Krystall von diesem Salze hineinbringt. Wenn man z. B. 2 Theile salpetersaures Kali (Salpeter) und 3 Theile schwefelsaures Natron (Glaubersalz) in 5 Theilen lauwarmen Wasser löst, die Lösung in zwei Flaschen gieſst, die davon völlig gefüllt werden, und dann in die eine einen Salpeter-, in die andere aber einen Glaubersalz-Krystall bringt, nachher die Flaschen in schneegemengtes Wasser stellt; so schieſst in der einen nur Salpeter, in der andern nur Glaubersalz an.

Ein groſser Theil der Krystalle, welche aus Wasser anschieſsen, verbinden sich mit einer gröſseren oder geringeren Menge desselben; dieses Wasser geht in fester Gestalt in die Zusammensetzung der Krystalle ein, und giebt ihnen sehr oft Durchsichtigkeit oder Farbe und Zusammenhang. Dieses Wasser nennt man Krystallisationswasser, Krystallisationseis. Manche Krystalle enthalten viel Wasser, z. B. Alaun, Glaubersalz, u. s. w. Andere enthalten dagegen gar keines, wie z. B. schwefelsaures Kali, Kochsalz, Salpeter. Ein Salz, welches sich mit Krystallwasser vereiniget, nimmt stets ein bestimmtes Verhältniſs davon auf, wie ich bei der Uebersicht der Gesetze für die Zusammensetzung der unorganischen Natur zeigen werde, indem ich hier nur vorläufig bemerke, daſs der Sauerstoff des Wassers ein Multiplum oder Submultiplum nach einer ganzen Zahl von dem Sauerstoffe der Salzbasis (d. h. des Alkalis, der Erde oder des Metalloxyds) ist, welches im Salze enthalten. Manche Salze können sich mit zwei verschiedenen Antheilen Wasser verbinden, nehmen aber dann gewöhnlich auch verschiedene Gestalten an. Andere hingegen können sowohl mit, als ohne Wasser krystallisiren; die Grundgestalt ihrer Krystalle ist aber dann ebenfalls verschieden.

Alle Krystalle, welche aus Flüssigkeiten anschieſsen,

enthalten aber aufser dem Krystallwasser, noch etwas mechanisch eingeschlossene Mutterlauge, wodurch das krystallisirte Salz mehr oder weniger unrein wird, je nachdem die Mutterlauge mehr oder weniger fremde Beimengungen enthält. Hieraus gründet sich die Nothwendigkeit, die Salze durch wiederholtes Auflösen und Krystallisiren zu reinigen. Je gröſser ein Krystall ist, desto mehr Mutterlauge kann er in seinen Poren einschlieſsen, und umgekehrt. Man hat es daher vortheilhaft gefunden, manche Stoffe, z. B. Salpeter, Alaun, Zucker u. d. m. durch schnelles Abkühlen und stetes Umrühren in kleinen Körnern anschieſsen zu lassen, die keine bedeutende Menge Mutterlauge einschlieſsen können.

Gewisse Salze haben die Eigenschaft, daſs sie bei schneller Erhitzung zerknistern und umher springen, was man d e c r e p i t i r e n nennt. Die Ursache davon ist, daſs das mechanisch eingeschlossene Wasser Gasgestalt annimmt und die Krystalle zersprengt. Das Wasser, welches auf diese Weise fortgeht, ist niemals Krystallwasser; denn dieses reiſst sich zuerst auf der Oberfläche los, und hinterläſst hier hinlängliche Oeffnungen für das nachfolgende. Sehr wenig decrepitirende Salze enthalten Krystallwasser, wiewohl es nicht an Beispielen von Salzen mit Krystallwasser fehlt, welche zerknistern. Dergleichen sind z. B. das essigsaure Kupferoxyd, der krystallisirte Brechweinstein, u. a. Bei einer Temperatur, welche noch nicht hinreichend ist, das mit dem Krystall chemisch gebundene Wasser zu befreien, nimmt das mechanisch eingeschlossene schon Gasgestalt an und zersprengt die Krystalle gewaltsam.

Zwischen der Art und Weise, wie das Wasser sich mit andern Körpern in der Gestalt von Krystallisationswasser verbindet, und der wie feste Körper im Wasser sich zu einer flüssigen Masse auflösen, findet ein sehr wesentlicher Unterschied statt. Man kann das letztere mehr als eine mechanische Erscheinung betrachten, wobei die kleinsten Theilchen des aufgelösten Körpers durch eine Kraft (die zuverlässig ebenfalls auch eine Art von chemi-

scher Verwandtschaft ist) sich zwischen die kleinsten Theilchen des Wassers hineinschieben, so daſs sie alle in gleicher Entfernung von einander zu liegen kommen. Dadurch werden die kleinsten Theilchen des aufgelösten Körpers über ein gröſseres Volumen ausgebreitet, und je weiter dieselben darin von einander entfernt werden, desto mehr Wärmecapacität gewinnt der aufgelöste Körper, desto mehr sinkt die Temperatur und desto mehr Kälte entsteht. Wenn sich hingegen ein Körper mit Krystallwasser verbindet, so entsteht dabei, wie bei allen chemischen Verbindungen, Wärme, und die Temperatur erhöht sich oft sehr bedeutend. Daher wird immer Wärme erzeugt, wenn man eine sehr geringe Menge Wasser auf ein Salz gieſst, welches sein Krystallwasser verloren hat; gieſst man aber mehr Wasser zu, und die Auflösung nimmt ihren Anfang, so entsteht Kälte.

Die Benennung: Krystallwasser, ist übrigens wenig passend. Viele im Wasser auflösliche Körper enthalten solches Wasser in groſser Menge, selbst wenn sie nicht krystallisirt sind, und in Pulverform niedergeschlagen werden; z. B. kohlensaure Talkerde und die meisten unlöslichen Erd- und Metallsalze, besser ist die Benennung: chemisch-gebundenes Wasser, ob sie gleich länger ist. Körper, welche Wasser chemisch binden können, sind deſshalb nicht immer im Wasser löslich, wie dieſs der Fall mit den eben angeführten Salzen ist; andere hingegen können kein Wasser binden, werden aber leicht davon aufgelöst, wie z. B. Salpeter, Kochsalz u. m. a.

Gewisse Krystalle verlieren in trockener Luft nach und nach ihr chemisch gebundenes Wasser und zerfallen zu einem weiſsen, undurchsichtigen Mehle, wie Glaubersalz, kohlensaures Natron u. m. a. Dieſs nennt man verwittern, fatesciren. Wenn man solche Krystalle erhitzt, so schmelzen sie anfangs in ihrem Krystallwasser, trocknen aber dann während der Verdunstung des Wassers ein, und erfordern nachher zum Schmelzen einen hohen Grad von Glühhitze. Wenn man auf ein solches ver-

wittertes Salz so viel Wasser gieſst, als es zum Krystallisationswasser bedarf, so verbindet es sich damit, und wird, nach längerer oder kürzerer Zeit, zu einer harten, halbdurchsichtigen Masse. Das schwefelsaure Natron z. B. enthält auf 100 Theile 57 Theile Krystallwasser; läſst man es nun verwittern und mengt es dann nach diesem Verhältniſs mit Wasser, oder 2 Theile Salz mit 3 Theilen Wasser, so erhält man nach einiger Zeit eine feste Masse, wobei sich der Wärmestoff des Wassers langsam entwickelt. Darauf gründet sich z. B. die Bereitung der Gyps-Medaillen. Man erhitzt nämlich den Gyps so, daſs er sein Krystallwasser verliert, pulvert ihn dann fein, rührt ihn mit Wasser zu einem Breie, und gieſst diesen in die Formen, wo er nach einer Weile erhärtet, während der Gyps das Wasser chemisch bindet und die Masse lau wird.

Verschiedene andere Körper, besonders solche, die eine so starke Verwandtschaft zum Wasser haben, daſs sie schwer zum Krystallisiren gebracht werden können, besitzen die ganz entgegengesetzte Eigenschaft, in der Luft feucht zu werden, zu deliquesciren. Wenn die Verwitterung daher entsteht, daſs das Krystallwasser in der trockenen Luft verdunstet, so rührt das Deliquesciren daher, daſs das Salz, vermöge seiner Verwandtschaft zum Wasser, das der Luft beigemengte Wassergas als tropfbar flüssiges Wasser niederschlägt und sich darin löst.

So wie bei Lösungen Wärme gebunden wird und Kälte entsteht, so wird auch bei jeder Krystallisation Wärme erzeugt, weil sowohl der aufgelöste Körper, als das Krystallwasser, bei Annahme der festen Gestalt den Wärmestoff loslassen, der sie flüssig erhielt. Dieſs sieht man zuweilen an Lösungen von Alaun, essigsaurem Natron u. m. Salzen, die unter gewissen Umständen bei vollkommener Ruhe nicht krystallisiren, ungeachtet sie mehr als hinreichend abgedunstet sind; schüttelt man aber die Lösung um, so schieſst sie fast auf einmal an, und

wird dabei durch den Wärmestoff erwärmt, welcher sich von den anschieſsenden Krystallen losreiſst.

Ein groſser Theil der krystallisirten Mineralien, welche wir aus dem Schooſse der Erde hervorholen, bildet sich auf die Weise, daſs Wasser, welches ihre Bestandtheile entweder aufgelöst, oder in der feinsten mechanischen Zertheilung zusammengeschlämmt, enthält, ganz allmählig und tropfenweise darüber hinflieſst, wobei sich jene Stoffe absetzen und bei ihrer langsamen Aneinanderhäufung regelmäſsige Krystallgestalten annehmen. In diesen Krystallen findet man daher, wie in den Salzen, sehr oft Krystallisationswasser. Wenn man Steine dieser Art in einer Retorte glüht, so geht dieses Wasser in Dämpfen über und kann in der Vorlage gesammelt werden. Fast alle Mineralien enthalten, wie die künstlich bereiteten Salze, eine Portion mechanisch eingeschlossenes Wasser, von $\frac{1}{2}$ bis zu 1 ganzen Prozent ihres Gewichts. Daſs dieses Wasser ein Theil der Mutterlauge sei, aus welcher sie sich krystallisirt haben, und sonach vom Meerwasser herrühre, ist durch Davy's Versuche höchst wahrscheinlich geworden, bei welchen er mit Hülfe der elektrischen Säule aus allen eine geringe Menge Salzsäure und Natron abschied.

Manche Salze haben die Eigenschaft, oberhalb ihrer Auflösung, an den obersten Rändern der Gefäſse, worin sie aufbewahrt werden, in Gestalt körniger Auswüchse anzuschieſsen. Dieſs nennt man effloresciren. Die Salze, welche sich darin am meisten auszeichnen, sind saures schwefelsaures Kali, benzoesaures Ammoniak, kohlensaures Natron, schwefelsaures Zink u. m. a. Diese Efflorescenzen bilden sich auf die Weise, daſs die Lösung an den Wänden des Gefäſses verdunstet, und ein kleines Salzkorn hier anschieſst; zwischen diesem Korne und dem Gefäſse saugt sich dann wieder etwas weniges von der Lösung ein, welches abermals verdunstet und ein neues Korn neben dem ersten ansetzt. Zwischen denselben zieht sich nun immer mehr von der Lösung in

die Höhe, und es bilden sich immer neue Ansätze, so lange die auswachsende Efflorescenz ihre eigene Schwere ertragen kann. Eine leichte Art schöne Efflorescenzen zu erhalten, ist, wenn man in eine etwas concentrirte Lösung von saurem schwefelsauren Kali ein Stäbchen von Kiefern- oder Tannenholz stellt. Die Flüssigkeit saugt sich da in die, nach der Länge laufenden Fasern des Holzes ein, und fängt in Kurzem an, am oberen Ende desselben eine sehr schöne Vegetation zu bilden. Eben so findet man oft an alten Mauern kohlensaures Natron in Gestalt eines ästigen Pilzes ausgewittert.

Auflösung der Gase in Flüssigkeiten.

Nachdem ich im Vorhergehenden von der Lösung fester Körper gehandelt habe, werde ich nunmehr noch einige Worte von der Vereinigung der Gase mit tropfbar flüssigen Körpern anführen. Diese Vereinigung ist von doppelter Art; entweder saugt nämlich das Wasser bedeutend mehr, als sein eigenes Volumen, von dem Gase ein, und das Gas verliert einen großen Theil seines Wärmestoffs, wodurch die Flüssigkeit mehr oder weniger erwärmt wird, oder das Wasser saugt nur ein gleiches Volumen Gas, oder noch weniger ein, wobei der Wärmestoff des Gases nicht frei wird. Im ersten Falle ist es eine wirkliche chemische Vereinigung, eine Auflösung des Gases im Wasser; so wird z. B. salzsaures Gas oder Ammoniakgas im Wasser gelöst. Im letztern Falle betrachtet man es bloß als ein mechanisches Einschieben des Gases in die Poren des Wassers, die es, wie jeden unausgefüllten Raum, nach und nach durchdringt. In diesem Falle befinden sich das kohlensaure Gas, Sauerstoffgas, Stickstoffgas, Wasserstoffgas, und die meisten übrigen Gasarten.

Ob nicht in der Art, wie diese ungleich löslichen Gasarten vom Wasser aufgenommen werden, noch eine innere Verschiedenheit statt finde, ist uns unbekannt, und wir müssen es unausgemacht lassen, ob nicht etwa in Hinsicht der verschiedenen Grade ihrer Löslichkeit unge-

fähr ein ähnlicher Unterschied statt finde, wie bei den festen Körpern, von welchen manche in großer Menge, andere nur in geringer Menge vom Wasser aufgenommen werden. Dalton glaubte ein bestimmtes Verhältniß aufgefunden zu haben, in welchem die Gasarten von dünnflüssigen Liquidis aufgenommen würden, welchen er sämmtlich ein gleiches Absorptionsvermögen zuschrieb. Dieses Verhältniß betrug, nach seiner Meinung, entweder ein gleiches Volumen mit der Flüssigkeit, oder $\frac{1}{8}$, $\frac{1}{27}$, $\frac{1}{64}$, $\frac{1}{125}$ von dem Volumen desselben, welche Ziffern die Cubikzahlen von $\frac{1}{2}$, $\frac{1}{3}$, $\frac{1}{4}$ und $\frac{1}{5}$ sind. Die Ursache davon konnte er, seinem eigenen Geständnisse nach, nicht einsehen, wollte aber doch diese Verhältnisse durch Versuche wirklich aufgefunden haben. Spätere Untersuchungen haben jedoch dargethan, daß diese Angaben gänzlich unrichtig sind, und mit der Erfahrung nicht übereinstimmen.

Die besten und fast einzigen Versuche von wahrhaft wissenschaftlichem Werthe, welche wir über das Einsaugen der Gase in Flüssigkeiten besitzen, sind die, welche neuerlich Saussure d. J. angestellt hat. Er fand, daß Dalton sich geirrt habe, und es ist, nach seinen Versuchen, höchst wahrscheinlich, daß das Einsaugen der Gasarten vom Wasser eine ganz analoge Erscheinung mit der Absorption derselben von porösen festen Körpern, (z. B. Kohle) sei. Saussure bediente sich zu seinen Versuchen eines luftfreien Wassers, und fand, daß die Luft, durch ein, mehrere Stunden lang fortgesetztes Kochen, zwar nicht absolut, aber doch fast gänzlich daraus vertrieben werden könne. Dasselbe geschieht auch bei anderen Flüssigkeiten, wiewohl die Luft insofern weniger vollkommen aus ihnen vertrieben wird, als sie bei verhältnißmäßig niederer Temperatur kochen, so daß Alkohol und Aether weniger von der Luft befreit werden können, als das Wasser. Auch unter der Luftpumpe läßt sich die Luft herausziehen, doch weniger vollkommen, als durch Kochen.

Saussure befreite mehrere Flüssigkeiten so vollkom-

men als möglich von der Luft, und untersuchte dann ihr Vermögen, verschiedene Gasarten einzusaugen. Die Resultate sind in folgender Tabelle enthalten, welche von der Voraussetzung ausgeht, daſs 100 Volumina oder Maaſstheile der Flüssigkeit angewandt worden sind; die leeren Stellen deuten an, daſs hier keine Versuche angestellt worden sind.

Absorbirte Gasarten.	Wasser.	Gesättigte Lösung v. Kochsalz.	Alkohol.	Bergnaphta.	Lavendelöl.	Baumöl.
Schwefelsaures Gas,	4378,0	—	11577,0	—	—	—
Schwefelwasserstoffgas,	253,0	—	606,0	—	—	—
Kohlensaur.Gas,	106,0	67,0	186,0	169	191	151
Gasförmig.Stickstoff-Oxydul,	76,0	29,0	153,0	254	275	150
Oelbildendes Gas,	15,5	10,0	127,0	261	209	122
Sauerstoffgas,	6,5	—	16,25	—	—	—
Kohlenoxydgas,	6,2	5,2	14,5	20	15,6	14,2
Wasserstoffgas,	4,6	—	5,1	—	—	—
Stickstoffgas,	4,2	—	4,2	—	—	—

Aus diesen Untersuchungen ersehen wir, daſs die Capacität der verschiedenen Flüssigkeiten für ein und dasselbe Gas verschieden sei, und daſs dieselben nicht, wie Dalton glaubte, einerlei Einsaugungs-Vermögen besitzen. Eben so wenig sind die Mengen der verschiedenen Gasarten, welche von den verschiedenen Flüssigkeiten eingesogen werden, unter einander proportional. Hieraus scheint also zu folgen, daſs die Zusammensetzung einer Flüssigkeit auf ihr Absorptions-Vermögen einen wesentlichen Einfluſs habe, welcher entweder in der Verschiedenheit der Verwandtschaften, oder in der verschiedenen Gestalt der kleinsten Theilchen und der daraus entstehen-

den Verschiedenheit ihrer Zwischenräume, in welchen die Gase sich eindrängen und zusammengedrückt werden, seinen Grund haben möchte. Wasser, worin Kochsalz aufgelöst ist, hat einen groſsen Theil seines Vermögens, Gasarten einzusaugen, verloren, und dieſs ist, wie wir weiter unten sehen werden, verschieden, je nachdem verschiedenartige Salze im Wasser aufgelöst sind. Sehr wenige Ausnahmen abgerechnet, ist es der Fall, daſs je leichtlöslicher ein Salz ist, und jemehr sich also davon in ein gegebenes Volumen Wasser eindrängen kann, das Vermögen des Wassers, Gas einzusaugen, desto mehr vermindert wird, so daſs dieses Einsaugungs-Vermögen in demselben Verhältnisse abnimmt, als das specifische Gewicht der Lösung zunimmt.

Zähe und breiartige Flüssigkeiten saugen nicht weniger Gas, als dünnflüssige, ein; allein die Einsaugung geht deſshalb langsam von statten, weil sich das Gas langsamer durch die ganze Masse gleichförmig verbreitet. Im Allgemeinen hat ein Liquidum desto gröſsere Capacität für Gase, je geringer sein specifisches Gewicht ist, daher es den Anschein gewinnt, als beruhte das Einsaugungs-Vermögen einzig und allein auf der Porosität der Flüssigkeit, die bei leichteren weit gröſser sein muſs, als bei schwereren Flüssigkeiten. Da das Einsaugungs-Vermögen der Flüssigkeiten vermindert wird, wenn feste Körper in ihnen aufgelöst sind; so scheint es, als ob diese festen Körper die Poren ausfüllten, in welche sich sonst die Gasarten eindrängen würden. Daraus könnte man wieder den Schluſs ziehen, daſs das Einsaugen der Gase und die Auflösung fester Körper, ihrem inneren Verlaufe nach, eine und dieselbe Naturerscheinung sei, und daſs der Unterschied nur darin liege, daſs die Einen feste Gestalt aus der Auflösung anzunehmen, die Anderen aber in Gasgestalt aus ihr zu entweichen streben.

Was das relative Einsaugungs-Vermögen der verschiedenen Flüssigkeiten anbelangt, so fand Saussure, daſs die Kohlensäure von folgenden Flüssigkeiten in den beigefügten Verhältnissen absorbirt wird:

Namen der Flüssigkeiten.	Spec. Gewicht	Ein Volumen d. Flüssigkeit nimt den Prozenten nach Kohlensäure auf.	100 Theile der Auflösung im Wasser enthalten:
Alkohol,	0,803	260	
Schwefeläther,	0,727	217	
Lavendelöl,	0,88	191	
Thymianöl,	0,89	188	
Weingeist,	0,84	187	
Bergnaphta,	0,784	169	
Terpenthinöl,	0,86	166	
Leinöl,	0,94	156	
Baumöl,	0,915	151	
Wasser,	1,000	106	
Salzsaures Ammoniak,	1,078	75	27,53 krystall. Salz, gesätt. Auflösung.
Arabisches Gummi,	1,092	75	25 Gummi.
Zucker,	1,104	72	25 Zucker.
Alaun,	1,047	70	9,14 kr. Salz, ges. Auflös.
Schwefelsaures Kali,	1,077	62	9,42 kr. Salz, ges. Auflös.
Salzsaures Kali,	1,168	61	26 kr. Salz, gesätt. Auflös.
Schwefelsaur. Natron,	1,050	58	11,14 geglühtes Salz, ges. Aufl.
Salpetersaures Kali,	1,139	57	20,6 kr. Salz, ges. Auflös.
- - Natron,	1,206	45	26,4 kr. Salz, ges. Auflös.
Schwefelsäure,	1,840	45	
Weinsteinsäure,	1,285	41	53,37 kr. Salz, ges. Auflös.
Salzsaures Natron,	1,212	32,9	29 Salz, gesätt. Auflös.
Salzsaurer Kalk,	1,402	26,1	40,2 geglühtes Salz, ges. Auflös.

In einer verkorkten Flasche wird das Verhältniſs des uneingesogenen und des in das Wasser eingegangenen

Gases nicht verändert, die Temperatur mag wechseln, wie sie will, sobald sie nicht unter 0° fällt und nicht über + 100° steigt. Hieraus folgt, daſs jedes Gas nur durch den Druck im Wasser zurückgehalten wird, welchen dieselbe Gasart auf die Oberfläche des Wassers ausübt, und daſs kein anderes Gas in dieser Hinsicht einen fortdauernden Einfluſs darauf hat. Wird die auf die Oberfläche des Wassers drückende Masse des Gases unter Beibehaltung desselben Volumens vermehrt; so nimmt auch die Masse des eingesogenen Gases in demselben Verhältnisse zu. Wenn z. B. in einer Compressions-Maschine Wasser mit seinem dreifachen Volumen kohlensauren Gases vereiniget wird; so ist das Gas in der Maschine zu einem dreimal geringeren Volumen zusammengedrückt, als es vorher einnahm, so daſs das Wasser, in Verhältniſs der Dichtigkeit des über seiner Oberfläche stehenden Gases, dennoch nicht mehr als ein gleiches Volumen kohlensauren Gases aufgenommen hat.

Wenn Wasser, das mit einer Gasart, z. B. mit Sauerstoffgas, geschwängert ist, mit einem anderen Gase umgeschüttelt wird, zu welchem jene Gasart eine chemische Verwandtschaft besitzt, z. B. mit Stickstoff-Oxydgas, so saugt es mehr davon ein, als es sonst aufgenommen haben würde.

Wenn Wasser, welches mit einem Gase geschwängert ist, mit einem anderen, zu welchem jenes keine chemische Verwandtschaft hat, umgeschüttelt wird, so treibt das letztere einen Theil des aufgenommenen Gases aus. Die Menge des ausgetriebenen Gases richtet sich nach der verschiedenen Löslichkeit desselben im Wasser; ein wenig lösliches Gas treibt groſse Quantitäten eines stark löslichen aus, und umgekehrt; ein sehr lösliches Gas wird in groſser Menge absorbirt, während von dem minder löslichen eine geringe Menge ausgetrieben wird. Wenn z. B. mit Kohlensäure gesättigtes Wasser mit Stickstoffgas umgeschüttelt wird, so nimmt das Wasser nur einen sehr geringen Theil von diesem auf, verliert aber sehr viel von seinem kohlensauren Gase; ist das Wasser hingegen

mit Stickstoffgas gesättiget und wird mit kohlensaurem Gase umgeschüttelt, so saugt es eine groſse Menge von diesem ein, während von dem Stickstoffgase nur wenig ausgetrieben wird, und dieſs erreicht seine volle Höhe, wenn das Gasgemenge über dem Wasser mit dem im Wasser in ein gewisses Gleichgewicht gekommen ist, welches theils vom ungleichen Absorptions-Vermögen des Wassers gegen die beiden Gasarten, theils von den Verhältnissen, in welchen diese mit einander gemengt sind, abhängig ist.

Das Wasser kann eben so wenig gleiche Mengen von zwei gemengten Gasarten aufnehmen, als wenn es mit jeder für sich umgeschüttelt wird; vielmehr beruht die Capacität desselben für Gasgemenge einzig und allein auf den verschiedenen Graden von Löslichkeit der Gase im Wasser und auf dem Verhältnisse, in welchem sie gemengt sind, ehe sie mit der Oberfläche des Wassers in Berührung kommen. Wenn man sich vorstellt, daſs Wasser mit einem Gemenge in Berührung kommt, welches aus zwei Gasarten von gleicher Löslichkeit und gleichem Volumen besteht, so wird das Wasser von jedem dieser Gase halb so viel aufnehmen, als es von einem derselben allein aufgenommen haben würde, also von beiden zusammen ein eben so groſses Volumen, als sonst von einem einzigen derselben. Sind aber die Volumina der Gase verschieden, so bleiben auch die relativen Volumina der eingesogenen Gase hiernach proportional. War das eine dieser Gase doppelt so löslich, als das andere; so wird das Wasser von jenem nur $\frac{2}{3}$, von diesem aber nur $\frac{1}{3}$ der vollen Quantität einsaugen; und waren ungleiche Volumina der Gasarten mit einander gemengt, so werden die eingesogenen Mengen derselben ihrem relativen Volumen proportional sein.

Kommt das Wasser mit mehr als zwei Gasarten in Berührung, so treten dieselben Gesetze ein; nur wird die Berechnung der relativen Verhältnisse der Gasmengen, welche von jedem Gase aufgenommen werden, verwikkelter.

Alle Quellwasser, mit Ausnahme derjenigen, welche Schwefelwasserstoff, oder Eisen enthalten, alle fließende Wasser, Meerwasser, Regen- und destillirte Wasser enthalten eine gewisse Menge atmosphärischer Luft, welche nach Saussure 5 bis $5\frac{1}{4}$ Prozent vom Volumen des Wassers ausmacht, und in welchem verhältnißmäßig mehr Sauerstoff- als Stickstoffgas im Vergleich gegen die gewöhnliche atmosphärische Luft enthalten ist, weil das Sauerstoffgas im Wasser leichter löslich als das Stickstoffgas ist. Nach Gay-Lussac und Humboldt enthält die atmosphärische Luft, welche durch das Kochen aus dem Wasser getrieben wird, von 31 bis 32,8 Prozent Sauerstoffgas, so daß das Wasser 3,4 Prozente seines Volumens Sauerstoffgas und 1,6 Prozent Stickstoffgas enthält. Stillstehende Wasser hingegen und solche, die man längere Zeit in Holzgefäßen aufbewahrt, enthalten keinen Sauerstoff, weil derselbe, in dem Verhältnisse, wie ihn das Wasser einsaugt, von den darin faulenden Stoffen immer wieder verzehrt wird. Dagegen hat solches Wasser seinen vollen Gehalt an Stickstoffgas, und wenn man es mit atmosphärischer Luft umschüttelt, nimmt es aus dieser bloß das Sauerstoffgas auf, welches vollkommen absorbirt und zerstört wird, wenn man das Schütteln lange genug fortsetzt.

Alle Quellwasser, mit Ausnahme derjenigen, welche Schwefelwasserstoff, oder Eisen enthalten, alle fließende Wasser, Meerwasser, Regen- und destillirte Wasser enthalten eine gewisse Menge atmosphärischer Luft, welche nach Saussure 3 bis 5½ Procent vom Volumen des Wassers ausmacht, und in welchem verhältnißmäßig mehr Sauerstoff- als Stickstoffgas im Vergleich gegen die gewöhnliche atmosphärische Luft enthalten ist, weil das Sauerstoffgas im Wasser leichter löslich als das Stickstoffgas ist. Nach Gay-Lussac und Humboldt enthält die atmosphärische Luft, welche durch das Kochen aus dem Wasser getrieben wird, von 31 bis 32,8 Procent Sauerstoffgas, so daß das Wasser 3,4 Procente seines Volumens Sauerstoffgas und 1,6 Procent Stickstoffgas enthält. Stillstehende Wasser hingegen und solche, die man längere Zeit in Holzgefäßen aufbewahrt, enthalten keinen Sauerstoff, weil derselbe, in dem Verhältnisse, wie ihn das Wasser einsaugt, von den darin faulenden Stoffen immer wieder verzehrt wird. Dagegen hat solches Wasser seinen vollen Gehalt an Stickstoffgas, und wenn man es mit atmosphärischer Luft umschüttelt, nimmt es aus dieser bloß das Sauerstoffgas auf, welches vollkommen absorbirt und zerstört wird, wenn man das Schütteln lange genug fortsetzt.

Lehrbuch der Chemie,

von

J. Jacob Berzelius.

Ersten Bandes zweite Abtheilung.

Alkalien.

Ich komme nun zu einer andern Klasse von Körpern, deren innere Natur uns nur erst durch die Entdeckungen der letzten Jahre bekannt geworden ist. Dieſs sind die Alkalien und Erdarten. Von jenen werde ich zuerst sprechen.

Man nennt die Alkalien auch Laugensalze, weil sie aus Laugen erlangt werden, worunter man gewöhnlich eine Auflösung von Heerdasche in Wasser versteht. Ihre gemeinschaftlichen Eigenschaften sind, daſs sie a) mit Säuren und einigen Metalloxyden Salze geben; b) daſs sie verschiedene blaue Pflanzenfarben, z. B. von Veilchen, Akeley und Rothkohl *) grün, mehrere vegetabilische Farben, z. B. von Rhabarber, Kurkuma, braun, und verschiedene rothe Farben, z. B. von Fernambuk, oder durch Säuren gerötheten Lakmus, blau färben; (das Weitere davon sehe man im Anhange unter dem Artikel: Reaktions-Papier); c) daſs sie einen eigenen beiſsenden Laugengeschmack besitzen, und d) mit Kohlensäure leichtlösliche Salze, mit fetten Oelen aber weiſse oder grüne Seiſen geben, die sich im Wasser auflösen.

Wir kennen bis jetzt vier Alkalien, nämlich Kali, Natron, Lithion und Ammoniak. In ihrem reinsten, von Säuren befreiten Zustande lösen sie die thierischen Stoffe auf, zuweilen wohl auch Theile noch lebendiger Körper, daher man sie in diesem Zustande kaustische,

*) Lackmus macht hiervon eine Ausnahme, die man kennen muſs.

(ätzende, fressende) nennt. Bis zu einem gewissen Grade erhitzt, verwandeln sie sich in Gas und verfliegen. Kali, Natron und Lithion verlangen dazu eine starke Glühhitze und heifsen defshalb feuerbeständige (fixe) Alkalien; Ammoniak hingegen ist so flüchtig, dafs es bei der gewöhnlichen Lufttemperatur eine eigene beständige Gasart bildet, daher es auch den Namen flüchtiges Alkali erhalten hat.

Die Alkalien und Erdarten sind durch die reduzirende Kraft der elektrischen Säule in Sauerstoff und eigene Metalle zerlegt worden, so dafs wir sie nunmehr so wie alle andere Metalloxyde, zu der Klasse der oxydirten Metalle rechnen. Diese Entdeckung wurde im Jahre 1807 von Humphry Davy gemacht. Die Natur dieser Metalle und die Art, sie darzustellen, kann hier nicht abgehandelt werden; wir werden aber bei der Lehre von den Metallen wieder auf diese interessanten Körper zurück kommen, und dort alles ausführlich anführen, was die Reduktion der Alkalien in ihre eigenthümlichen Metalle betrifft.

1. Kali.

Der Name Kali rührt von einer Pflanze her, aus welcher die Araber dieses Alkali bereiteten. Al ist der Artikel, der vorgesetzt wird, wenn das ganze Geschlecht der Alkalien bezeichnet werden soll.

Das Kali kommt in der Natur theils als Bestandtheil der Mineralien, theils in Pflanzen und thierischen Körpern vor. Man erhält es aus der Asche der meisten Pflanzen, wenn man sie mit Wasser auslaugt. In mehreren holzreichen Ländern, wie in Schweden, Polen, Rufsland und Nordamerika, wird es fabrikmäfsig bereitet. Man verbrennt eine grofse Portion Holz zu Asche, und laugt diese erst mit kaltem, dann mit kochendheifsem Wasser aus, wo das Wasser das Kali zugleich mit den übrigen Salzen der Asche auflöst und die Erdarten zurückläfst. Die Lösungen werden bis zur Trockenheit ab-

gedunstet und geben ein gelbes Salz, welches nachher weiſs gebrannt wird und unter dem Namen Potasche in den Handel kommt.

Die Potasche enthält jedoch kein reines Kali, sondern dieses ist darin theils mit Kohlensäure gesättiget, theils mit Kieselerde verbunden und mit den Salzen der Asche gemengt, welche hauptsächlich aus schwefel- und salzsaurem Kali und zuweilen aus etwas kohlensaurem Natron bestehen *). — Sonst sah man die Potasche, die aus verschiedenen Pflanzen gewonnen wird, für verschiedenartige Salze an, und gab ihr daher, nach den Kör-

*) Auſser diesen Unreinigkeiten, welche die Potasche bei ihrer Bereitung aufnimmt, wird sie oft absichtlich noch mit anderen vermengt. Nicht selten findet man sie mit Mehl gemengt oder mit Sand zusammengeschmolzen. Da sie zu so manchem häuslichen und Fabrik-Bedarf angewandt wird, so ist es wichtig, sie prüfen zu können. Das Mehl bleibt beim Auflösen der Potasche im Wasser zurück und ist leicht zu entdecken; eben so ist es zum Theil mit dem Sande. Die Kieselerde hingegen und die fremden Salze, womit sie verunreiniget sein kann, z. B. Kochsalz, werden im Wasser aufgelöst. Um zu entdecken, wieviel Kali in der Auflösung ist, wägt man 100 Theile geglühte Potasche ab und löst sie in hinreichendem kochenden Wasser auf. Die Lösung wird durch Papier geseiht und der aufgelöste Rückstand (Kieselerde und Sand) mit warmen Wasser ganz ausgewaschen. Das Durchgeseihte wird bis zur Hälfte abgedunstet und mit Schwefelsäure gemengt. Zu diesem Behuf nimmt man eine Säure von 1,85 specifischem Gewichte, und verdünnt sie genau mit 19 gleichen Gewichtstheilen Wasser. Ein Theil dieser Säure wird abgewogen und in kleinen Portionen nach und nach der Auflösung zugesetzt, und dabei genau in Acht genommen, wenn das Alkali gesättiget ist. Um dabei recht sicher zu gehen, kann man die alkalische Flüssigkeit mit Lakmustinktur mengen, das Gemenge bis zum Kochen erhitzen, und dann den Versuch bei der Siedehitze vornehmen. Man läſst nach jedesmaligem Zusetzen von Säure das Gemenge einige Minuten kochen, um die Kohlensäure auszutreiben, und so lange dann die Flüssigkeit im Kochen ihre blaue Farbe wieder annimmt, so lange ist sie noch nicht gesättiget. Ist soviel Säure zugesetzt worden, daſs sie zu reagiren anfängt, so wägt man den Rückstand derselben, um zu wissen, wie viel davon aufgegangen ist. 100 Theile Schwefelsäure von 1,85 specifischem Gewichte, d. h. also 2000 Theile der verdünnten, entsprechen 95 Theilen des reinen ätzenden Kali.

pern, aus welchen man sie bereitet, mancherlei Namen, z. B. Wermuthsalz, Weinsteinsalz, vegetabilisches Laugensalz u. s. w. Anfangs nannte man auch das Kali im gereinigten Zustande Potasche; jetzt unterscheiden wir beide Benennungen, so daſs Potasche nur von dem unreinen Kali gebraucht wird, wie es im Handel vorkommt.

Um die Potasche einigermaſsen rein zu erhalten, löst man sie in kochendem Wasser auf, filtrirt die Lösung und dunstet sie bis zur Krystallisation ab. Dabei setzen sich die fremden Salze ab, und wenn nach wiederholter Abdunstung nichts mehr anschieſst, so wird die rückständige Lauge in einer reinen Eisenpfanne bis zur Trockne abgedunstet. Schneller, aber mit mehrerem Abgange, kann man die Potasche reinigen, wenn man sie mit gleichen Theilen kalten Regenwassers übergieſst, ein Paar Tage lang zuweilen damit umrührt, und endlich die Lösung von dem Ungelösten durch Leinwand abseiht und bis zur Trockenheit abdunstet. So reiniget man sie in Apotheken; doch wird sie dadurch nicht von allen fremden Salzen gänzlich befreit, behält auch ihren ganzen Kieselerdegehalt.

Will man ein ganz reines Kali zum chemischen Behufe haben, so muſs man sich es auf andere Weise verschaffen. Man mengt ganz genau 2 Theile saures weinsteinsaures Kali (*Cremor tartari*) mit 1 Theile gut gereinigten salpetersauren Kali (Salpeter) und verbrennt dieses Gemenge in einer eisernen Pfanne, und zwar auf die Weise, daſs man die Pfanne erst erhitzt, bis ihr Boden gelinde glüht, dann das Gemenge in kleinen Portionen hinein bringt und eine nach der andern abbrennen läſst. Die Weinsteinsäure, welche auſser dem Sauerstoff noch Kohle und Wasserstoff enthält, verbrennt auf Kosten des Sauerstoffes der Salpetersäure, wobei beide Säuren sich einander gegenseitig zerstören, und das Kali, womit sie vereiniget waren, zurückbleibt, jedoch mit einem Theile der Kohle der Weinsteinsäure gemengt. Man kann auch den Cremor tartari für sich brennen, bis die

Masse weiſs wird, und erhält dadurch ein eben so reines Kali, bei welchem man überdieſs vor dem Kochsalze sicher ist, welches dem gereinigten Salpeter oft anhängt. Dieses Verbrennen darf aber nicht in steinernen oder thönernen Tiegeln geschehen, weil das Kali während des Brennens durch Kiesel oder Thonerde verunreiniget wird. Die ausgebrannte kohlige Masse wird im Wasser aufgelöst, durch Papier geseiht, und dann die klare farbenlose Flüssigkeit in einem Silber- oder Eisentiegel zur Trockenheit abgedunstet *).

Dieses Kali ist nun von fremden Salzen und Erdarten frei, enthält aber noch einen Antheil von Kohlensäure, von welchem es auf folgende Art geschieden wird. Ein Theil des erhaltenen kohlensauren Kali wird in 10 Theilen destillirten Wassers aufgelöst, und in einem eisernen, oder lieber noch in einem silbernen Gefäſse bis zum Kochen erhitzt, während dem aber $1\frac{1}{2}$ Theile aus weiſsem Marmor, oder, in Ermangelung dessen, aus Muschelschaalen frisch gebrannter Kalk, in kleinen Gaben, und unter stetem Umrühren, zugesetzt. Nach einstündigem Kochen wird das Gemenge durch gebleichte, gut ausgebeuchte und mit destillirtem Wasser ausgespülte Leinwand geseiht, das auf dem Seihtuche zurückgebliebene aber nachher nochmals mit kochendheiſsem Wasser übergossen, um alles Kali möglichst auszuspülen. Die zuerst durchgegangene, mehr concentrirte Lösung, wird für sich aufgehoben und in einem Glasgefäſse mit eingeschliffenem Pfropfe aufbewahrt. Sie ist trübe und muſs sich setzen. Das Spülwasser wird sogleich in einer Pfanne von Silber oder Eisen bis zu einem beliebigen Grade der Verdichtung abgedunstet und sodann eben so, wie die übrige Lösung, behandelt.

*) Man kann sich hierzu mit geringeren Kosten des neutralen kohlensauren Kali bedienen, welches jetzt in Schweden im Groſsen und gewöhnlich völlig rein bereitet wird; doch ist dabei in Obacht zu nehmen, daſs vor dem Causticiren ein Theil der Kohlensäure durch Glühen ausgetrieben werden muſs.

Bei diesem Verfahren verbindet sich die gebrannte, d. h. von Kohlensäure freie, reine Kalkerde mit der Kohlensäure des Kalis, und bildet damit eine im Wasser unauflösliche Verbindung; das Kali aber bleibt in der Lösung rein, frei von Kohlensäure und ätzend zurück. Da indessen eine weit gröſsere Menge Kalk dazu angewendet werden muſs, als zur Sättigung der Kohlensäure des Kalis erforderlich ist, so wird ein Theil des überflüssig zugesetzten ätzenden Kalks in der Kalilauge mit aufgelöst. Doch nimmt dieselbe keine gröſsere Menge davon auf, als das Wasser für sich aufnimmt, und die Lauge wird davon gereiniget, wenn man eine Auflösung von kohlensaurem Kali so lange zutröpfelt, als noch ein Niederschlag entsteht. Dabei kann es zwar geschehen, daſs man zuweilen etwas kohlensaures Kali zuviel zusetzt; allein diese Verunreinigung bringt keinen Nachtheil. Hat sich die Lauge abgeklärt, so wird sie abgegossen, und in einem Silbergefäſse, oder in einer Pfanne von polirtem Guſseisen, bis zur Trockenheit, oder bis zu einem beliebigen Grade von Stärke, schnell abgedunstet. Will man trockenes Kali haben, so muſs es im Silbertiegel bis zum glühenden Flusse vorsichtig erhitzt werden.

Es ist oft nützlich, den Gehalt des Kali in seinen Auflösungen zu wissen. Man hat daher über das specifische Gewicht dieser verschiedenen Lösungen besondere Tabellen gefertiget, von welchen folgende Daltonsche der Wahrheit am nächsten zu kommen scheint:

Spec. Gewicht der Lösung.	Kaligehalt nach p. C.	Spec. Gewicht der Lösung.	Kaligehalt nach p. C.
2,4	100	1,42	34,4
2,2	84	1,39	32,4
2,0	72,7	1,36	29,4
1,88	63,6	1,33	26,3
1,78	56,8	1,28	23,4
1,68	51,2	1,23	19,5
1,60	46,7	1,19	16,2
1,52	42,9	1,15	13,0
1,47	39,6	1,11	9,5
1,44	36,8	1,06	4,7

Die Kalilauge krystallisirt, wenn sie bis zu einem gewissen Grade abgedampft ist; die Krystalle haben jedoch wenig Bestand und werden in der Luft gleich feucht. — Dunstet man das Kali bis zur Trockenheit ab, und schmelzt es dann, bis es schwach glüht und flüssig wie ein Oel wird, und gieſst es sodann auf ein kaltes Kupferblech oder in eine blanke eiserne Form aus; so erhält man kaustisches Kali in fester Gestalt. Man hat in der Heilkunde davon als Aetzmittel Gebrauch gemacht, daher es den Namen Aetzstein erhalten hat.

Ehe ich die Eigenschaften des reinen Kali beschreibe, muſs ich vorher noch von einer anderen Bereitungsart desselben sprechen, welche viel angewandt wird, aber das Kali nicht so rein, wie die vorhergehende liefert. Man macht gewöhnlich gereinigte Potasche mit 2 Theilen gebranntem Kalk nach der oben gegebenen Vorschrift ätzend, und kocht die erhaltene Lauge schleunig bis zur Honigdicke ein. Hierauf übergieſst man sie mit $\frac{1}{3}$ soviel Alkohol, als die Potasche gewogen hat, rührt das Gemenge gut um, kocht es einige Minuten und gieſst es hierauf in eine Glasflasche mit eingeriebenem Stöpsel. Hier theilt sich das Gemenge nach und nach in drei Schichten. Die unterste besteht aus trockenem Salze, schwefelsaurem Kali und Gyps; auf dieser ruht eine Lösung von kohlensaurem, schwefelsaurem und salzsaurem Kali im Wasser, und zu oberst schwimmt eine braungelbe Lösung von ätzendem Kali im Alkohol. Diese wird mittelst eines Hebers abgesondert und in einem silbernen oder polirten eisernen Gefäſse schnell soweit eingekocht, bis sie sich mit einer harten, kohligen Rinde bedeckt, und die darunter befindliche Flüssigkeit wie ein Oel flieſst. Die letztere wird sodann auf ein kaltes Blech ausgegossen, und erstarrt beim Abkühlen, worauf das trockene Kali in einer Glasflasche mit einem gut eingeriebenen Pfropfe verwahrt wird. — Dieses Verfahren hat den Vortheil, daſs alle schwefelsaure Salze abgeschieden werden; dagegen aber wird vom Alkohol neben dem ätzenden, auch zugleich etwas salzsaures Kali mit aufge-

löst, und wenn sich bei der Abdunstung die kohlige Rinde bildet, entsteht zugleich Kohlensäure, theils vom Alkohol, theils von den zerlegten organischen Stoffen, welche das Kali färbten, und wodurch dieses bis zu einem gewissen Grade durch kohlensaures Kali verunreiniget wird. In jedem Falle aber kann dieses Verfahren vortheilhaft werden, um ein unreines oder zum Theil kohlensaures Aetz-Kali zu verbessern, welches man schon hat.

Das ätzende Kali mag aber bereitet sein, auf welche Weise es wolle, so enthält es doch stets einen Antheil Wasser, wovon es selbst durch Schmelzen im Feuer nicht befreit werden kann. Dieses Wasser beträgt fast genau 16 Prozent vom Gewichte des geglühten Kali und kann nur durch Zusatz eines anderen Körpers vertrieben werden, zu welchem das Kali stärkere Verwandtschaft als zum Wasser hat; z. B. wenn man in einer Retorte Kali mit verglaster Boraxsäure zusammenschmilzt, so wird das Wasser frei und kann überdestillirt werden.

Die meisten oxydirten Körper können sich auf gleiche Weise mit dem Wasser vereinigen, nur wenige davon aber mit solcher Kraft, daſs sie es auch in der Glühhitze zurückhalten können. Diese Verbindungen können gewissermaſsen als Salze betrachtet werden, und wenn sich das Wasser mit Körpern vereiniget, die nicht irgend ein Merkmal einer Säure an sich haben, wie z. B. Alkalien, Erdarten und ein Theil der Metalloxyde; so sieht man das Wasser als Stellvertreter einer Säure an und nennt eine solche Verbindung ein Hydrat, von ὕδωϱ, Wasser, welchen Namen man jedoch den Vereinigungen des Wassers mit Säuren nicht giebt, wie ich bei der Schwefelsäure weiter anführen werde.

Das wasserfreie Kali ist wenig bekannt; es kann nur hervorgebracht werden, wenn man das metallische Radikal des Kali, das Kalium, in trockenem Sauerstoffgase verbrennen läſst, wie beim Kalium unter den Metallen angezeigt werden wird.

Das Kalihydrat hat einen scharfen brennenden Ge-

schmack und zerstört die äuſsere Haut der Zunge augenblicklich, sobald es einigermaſsen concentrirt ist. Mit Pflanzen- oder Thierstoffen verunreiniget, nimmt es einen starken und unangenehmen Geruch, wie in der Beuch-Lauge, an. Es löst thierische Körper, als Haare, Seide u. d. m., auch fette Oele auf, und verwandelt sich mit diesen in weiſse oder grüne Seife. Daher hat eine concentrirte Lauge von ätzendem Kali den Namen Seifensiederlauge erhalten. Es löst ferner den Schwefel und verschiedene geschwefelte Metalle auf. Von Säuren wird es ohne Aufbrausen aufgelöst, weil es von Kohlensäure frei ist, deren Entweichen das Brausen verursacht. Es löst die Thonerde, und im Schmelzen selbst die Kieselerde auf, mit welcher es Glas bildet. Deſshalb darf man eine concentrirte Kalilauge nicht in einem Glasgefäſse abdunsten, weil sie das Glas angreift und von der Kieselerde desselben verunreiniget wird.

Vom Lichtstoffe wird es nicht verändert; der Wärmestoff aber verwandelt es beim Rothglühen in einen weiſsen Dampf und verflüchtiget es. Sauerstoff, Wasserstoff und Stickstoff gehen keine Verbindung mit ihm ein, und verändern es nicht. Kohle färbt es blau, wenn sie damit zusammengeschmolzen wird, kann aber wieder davon geschieden werden, wenn man das Kali im Wasser löst. Bei sehr hoher Temperatur wird das Kali in einem geringen Grade davon zerlegt, Kohlen-Oxydgas entwikkelt und das Kalium sublimirt. — Der Phosphor kann auf keine bis jetzt bekannte Weise damit vereiniget werden, obgleich derselbe das Wasser zerlegt und Phosphor-Wasserstoffgas giebt, wenn man ihn mit Kalilauge kocht, wie ich an seinem Orte schon gezeigt habe. — Vom Verhalten des Kali gegen den Schwefel werde ich beim Kalium sprechen. Mit dem Boron vereinigt sich das Kali durch Zusammenschmelzen, und bildet eine im Wasser lösliche Verbindung.

Zum Wasser hat das trockene Kalihydrat eine starke Verwandtschaft; es wird an der Luft, selbst noch bei 12° feucht und flüssig. Mit Wasser übergossen entwik-

kelt es Wärme, und mit Schnee oder Eis gemengt erzeugt es einen hohen Grad von Kälte. Aus der Luft nimmt es, aufser dem Wasser, auch Kohlensäure auf, und verwandelt sich langsam in kohlensaures Kali.

Das Kali besteht aus 83,94 Th. metallischem Radikal und 16,06 Th. Sauerstoffgas, und ist, seinen Verwandtschaften nach, das stärkste aller Alkalien. Die Säuren erfordern davon die gröfsten Mengen zur Sättigung.

2. Natron.

Das Natron kommt häufig in der Natur vor, theils mit Erdarten vereiniget in den Mineralien, theils mit Säuren, besonders mit Salzsäure im Kochsalze, und theils mit eigenen organischen Stoffen in den Körpern der Thiere und Pflanzen. Wenn man das Kali am meisten in den Pflanzen antrifft, so findet man dagegen das Natron mehr im thierischen Organismus. Es ist früherhin auch Mineralalkali und Soda genannt worden.

Am häufigsten gewinnt man es aus einigen Pflanzen, die man zu diesem Behufe an den Ufern des Meeres anpflanzt. Die meisten davon gehören zu den Geschlechtern Salicornia und Salsola, und hauptsächlich wird die Salsola Soda und Salsola Kali dazu benutzt. In diesen Pflanzen ist das Natron mit einem eigenthümlichen Pflanzenstoffe verbunden und wird wahrscheinlich durch einen Vegetations-Prozefs von der Salzsäure aus dem Kochsalze des Meerwassers abgeschieden. Man erhält es auch aus mehreren Arten von Algen, in welchen es jedoch mit mehreren fremden Stoffen verunreiniget ist.

Die Asche dieser Seepflanzen, die beim Verbrennen zu grofsen Stücken zusammenbäckt, wird unter dem Namen Soda aus dem südlichen Europa und von den afrikanischen Küsten am Mittelmeere zu uns gebracht. Sie enthält, aufser kohlensaurem Natron, einen Antheil geschwefeltes Natron, kohlensaures, salzsaures und schwefelsaures Natron, kohlensaures und schwefelsaures Kali, blausaures Eisen oder Berlinerblau, und eine unlösliche

erdartige Asche. Die Asche, welche man aus den Algen gewinnt und die meist in Frankreich und Holland bereitet wird, kommt unter dem Namen Varec oder Kelp in den Handel. Sie enthält weniger Natron als die Soda, und ist nicht nur mit den eben angegebenen Unreinigkeiten in groſser Menge gemengt, sondern enthält auch noch jodsaures Natron, ein neuerlich entdecktes Salz, welches weiter unten bei der Jodsäure beschrieben werden wird. Das Natron wird aus beiden durch dasselbe Reinigungs-Verfahren, wie das Kali aus der Potasche, erhalten, jedoch mit dem Unterschiede, daſs die Lauge, wenn in der gewöhnlichen Luftwärme nichts mehr daraus anschieſst, in der Kälte von 0° oder einige Grade darunter, groſse regelmäſsige Krystalle von kohsensaurem Natron absetzt. Die zurückbleibende, nicht krystallisirende Flüssigkeit, wird dann von neuem abgedunstet, wo die Salze beim Abkühlen abermals anschieſsen, und dann, wenn sie wieder erkältet wird, noch mehr Natron krystallisirt. Dieses wird so oft wiederholt, als noch Natron anschieſst. Dieses krystallisirte Natron ist reiner als das auf gleiche Weise gereinigte Kali; es muſs indessen noch mehrere Male aufgelöst und durch Abdunsten wieder zum Krystallisiren gebracht werden, um es recht rein zu erhalten. Es wird auf die Weise, wie das Kali, mit Kalk ätzend gemacht; es erfordert aber 1 Theil über Feuer getrocknetes Salz 2 Theile Kalkerde.

Am leichtesten bekommt man es zu chemischen Versuchen rein, wenn man schwefelsaures Natron (Glaubersalz) durch reines Aetzkali zerlegt. 1000 Th. Glaubersalz in klaren Krystallen erfordern zu ihrer völligen Zerlegung 350 Th. geschmolzenes Aetzkali. Dabei vereiniget sich das Kali mit der Schwefelsäure zu einem weniger leichtlöslichen Salze, welches nach hinreichender Abdampfung ohne Schwierigkeit krystallisirt. Das freie ätzende Natron, aus dessen Auflösung kein schwefelsaures Kali mehr anschieſst, enthält doch noch einen geringen Antheil davon und wird davon gereiniget, wenn man es bis zur Honigdicke abdampft und dann in Alkohol auflöst, wel-

cher das Kalisalz ungelöst zurückläſst. Die Alkohol-Lösung wird mit ein wenig Wasser gemengt, der Alkohol abgeraucht, und die Masse sodann in einem Gefäſse von Silber oder polirtem Eisen bis zur Trockenheit eingekocht. Man thut wohl, bei diesem Versuche einen geringen Ueberschuſs von schwefelsaurem Natron anzuwenden, weil das Aetznatron sonst leicht von einem Antheile ätzenden Kali's begleitet wird.

Im Groſsen bereitet man das Natron aus Glaubersalz, das mit gewöhnlicher Potasche zerlegt wird. Dieses Natron ist aber höchst unrein, und das schwefelsaure Kali wird unvollkommen und weit schwieriger daraus geschieden, als wenn die Zerlegung mit kaustischem Kali geschieht. Man nimmt $3\frac{1}{2}$ Theile gereinigte Potasche und 8 Theile krystallisirtes Glaubersalz.

In Frankreich bereitet man das Natron aus Glaubersalz im Groſsen mit weit geringeren Kosten, als durch irgend eine der vorher angegebenen Methoden. Das wasserfreie schwefelsaure Natron wird nämlich mit gleichen Theilen Kreide, oder im Nothfalle mit $\frac{4}{5}$ ungelöschtem Kalk und $\frac{2}{5}$ fein gepulverter Kohle gemengt, und in einem Reverberirofen, bei nach und nach verstärkter Hitze, so lange geröstet, bis die Masse weich zu werden anfängt, wo sie dann auf eine Eisenplatte oder auf den steinernen Fuſsboden herausgezogen, und während sie noch heiſs ist, in kleinere Stücken zerschlagen wird. Die Kohle oxydirt sich bei dieser Arbeit auf Kosten des Sauerstoffs der Schwefelsäure zu Kohlensäure, die sich mit dem Natron verbindet, während der Schwefel mit der Kalkerde (welche durch gemeinschaftliche Einwirkung der Hitze und der Kohle von ihrem Sauerstoffe und ihrer Kohlensäure befreit worden ist) Schwefelcalcium bilden, der im Wasser schwerlöslich ist.

Die erhaltene Masse ist grau und sieht aus wie rohe Soda. Sie löst sich schwer und langsam im Wasser auf, wenn sie nicht fein gepulvert ist; man hilft sich aber auf die Weise, daſs man sie in einen geheizten Ofen legt und sie mitunter mit Wasser besprengt, so daſs sie in ei-

ner Atmosphäre von fast lauter Wassergas liegt, wodurch sie aufschwillt, zerfällt und dann leichter löslich ist. Das ungelöste Schwefelcalcium wird durch Filtriren abgesondert, und die Flüssigkeit in Bleigefäſsen abgedampft. Das kohlensaure Natron fällt dabei zu Boden, und wird, sobald es sich erzeugt hat, ausgeschöpft und zum Abtropfen über Kesseln in Körbe gelegt; endlich, wenn kein Natron sich mehr absetzt, wird die zurückbleibende Flüssigkeit abgegossen, die von gelblichbrauner Farbe, und sehr schwefelhaltig ist, und beim Erkalten zu einer röthlichen Salzmasse erstarrt, deren Zusammensetzung noch nicht untersucht ist. Das abgesetzte kohlensaure Natron muſs mehrere Male aufgelöst und umkrystallisirt werden, ehe es rein wird.

Dieses Verfahren wurde von Leblanc erfunden, und hat in neuerer Zeit so vielen Gewinn gebracht, daſs man das schwefelsaure Natron jetzt aus Kochsalz und Schwefelsäure bereitet und die Salzsäure ungenutzt fortgehen läſst. Das Schwierigste, was die Sodafabrikanten dabei zu überwinden haben, ist, sich der Salzsäure zu entledigen, welche, in Dampfgestalt in die Atmosphäre hinausgeleitet, weit und breit umher die Vegetation zerstört.

Auch aus dem salzsauren Natron (Kochsalz) kann das Natron durch Zersetzung mit Potasche erhalten werden. Man löst gleiche Theile von beiden in 5 Theilen Wasser auf, filtrirt die Lösung und dampft sie ab, bis ein Tropfen davon auf kaltem Bleche Krystallnadeln giebt, worauf alsdann das salzsaure Kali beim Erkalten anschieſst. Die von diesen Krystallen abgefüllte Flüssigkeit wird einer Kälte von einigen Graden ausgesetzt, wo dann das Natron krystallisirt. Beim abermaligen Abdampfen der rückständigen Mutterlauge wird noch mehr Salz, und dann beim Erkälten mehr Natron gewonnen. Dieses Verfahren ist bei der fabrikmäſsigen Bereitung des Natron im Groſsen am vortheilhaftesten; allein das dabei erhaltene Natron ist zu sehr von kohlensaurem und salzsaurem Kali verunreiniget, als daſs es zu genauen chemischen Versuchen brauchbar wäre.

Man kann sogar Natron aus Kochsalz erhalten, wenn man es mit gebranntem Kalke mengt und stets feucht hält. Nach einiger Zeit fängt kohlensaures Natron auf der Oberfläche an zu efflorresciren. Dieses Verfahren giebt indessen eine so geringe Ausbeute, daſs es nicht lohnt. Vermuthlich geschieht es durch eine ähnliche Zerlegung des Kochsalzes, wenn Natron auf alten Mauern oder an manchen Stellen des Erdbodens in Egypten und Ostindien auswittert.

Seinen Kennzeichen nach unterscheidet sich das Natron so wenig vom Kali, daſs alles, was ich von diesem gesagt habe, auch von jenem gilt. Es kann durch Schmelzen nicht vom Wasser befreit werden, sondern bildet ein Hydrat, welches 22$\frac{1}{3}$ Prozent Wasser enthält. Es löst sich sowohl in Alkohol, als in Wasser, aus welchem letztern man es krystallisiren lassen kann. Seine Krystalle sind indessen etwas unbeständiger; sie nehmen die Kohlensäure schneller aus der Luft auf, und trockenes ätzendes Natron, das der Luft ausgesetzt ist, wird zwar anfangs feucht, nach einigen Tagen aber wieder trocken. Mit dem Kali geschieht dieſs erst nach einigen Monaten.

Die Ursache von diesem Unterschiede ist, daſs das Natron im unvollkommen kohlensauren Zustande ein trokkenes fatescirendes Salz giebt, das Kali hingegen unter gleichen Verhältnissen deliquescirt.

Da es von groſsem Nutzen ist, den Gehalt einer Natronauflösung an wasserfreiem Natron ohne Einkochen zu bestimmen, so rücke ich hier Daltons Tabelle ein:

Spec. Gewicht der Lösung.	Natrongehalt in p. C.	Spec. Gewicht der Lösung.	Natrongehalt in p. C.
2,00	77,8	1,40	29,0
1,85	63,6	1,36	26,0
1,72	53,8	1,32	23,0
1,63	46,6	1,29	19,0
1,56	41,2	1,23	16,0
1,50	36,8	1,18	13,0
1,47	34,0	1,12	9,0
1,44	31,0	1,06	4,7

Das Natron hat schwächere Verwandtschaften als das Kali, und erfordert zu seiner Sättigung $1\frac{1}{2}$ soviel von jeder Säure, als das Kali. Es besteht aus 74,34 Th. metallischem Radikal und 25,66 Sauerstoff.

3. Lithion.

Dieses neue Alkali wurde gegen Ende des Jahres 1817 von Arfvedson bei der Analyse eines Fossils von Utön entdeckt, welches schon lange unter dem, von d'Andrada ihm ertheilten Namen: Petalit bekannt, aber früher noch nicht untersucht worden war.

Arfvedson fand dieses Mineral zusammengesetzt
aus 79,212 Theilen Kieselerde,
- 17,225 - Thonerde, und
- 5,761 - des neuen Alkali's,

welches den Namen Lithion (von λιθειος, steinern) erhielt, um damit zu bezeichnen, daſs dasselbe zuerst im Mineralreiche aufgefunden worden sei, und daher wahrscheinlich nicht, wie die übrigen Alkalien, zugleich ein Bestandtheil der organischen Natur sein möchte. Er entdeckte nachher auch 8,85 pCt. Lithion im Spodumen (*Triphane*), und in einem in Petalit und Quarz eingewachsenen, blaulich grünen Turmalin von Utön ebenfalls 4,3 pCt. dieses Alkali's.

Man erhält das Lithion aus diesen Mineralien (auſser der gewöhnlichen analytischen Methode durch Glühen mit kohlensaurem Baryt), wenn man dieselben im steinernen Mörser zum feinsten Pulver reibt, und dann schlämmt, hierauf mit dem doppelten Gewicht caustischer Kalkerde gut vermischt und dann einem heftigen Glühefeuer aussetzt. Die gebrannte Masse wird in Salzsäure aufgelöst, nachher mit Schwefelsäure zur Sättigung der Kalkerde gemischt, und zur Trockne abgedampft. Wenn sie einen Ueberschuſs an Schwefelsäure enthalten sollte, wird dieser durch Hitze verjagt. Die trockene Gypsmasse wird zerstoſsen und mit Wasser digerirt. Dieses löst schwefelsaures Lithion mit schwefelsaurer Thonerde und

etwas Gyps auf. Die Auflösung wird mit kohlensaurer Kalkerde (Kreide) zur Füllung der Thonerde digerirt, und nachher der noch rückständige Kalkgehalt durch kleesaures Ammoniak ausgefällt. Die durchgeseihte Flüssigkeit dampft man bis zur Trockne ab, und glüht das Salz, welches jetzt schwefelsaures Lithion ist.

Um das Lithion daraus zu scheiden, wird das Salz im Wasser aufgelöst und mit essigsaurem Baryt (oder auch mit essigsaurem Bleioxyd) niedergeschlagen, dann das essigsaure Salz bis zur Trockenheit abgedampft und so lange gebrannt, bis die Essigsäure zerstört ist, wo sodann kohlensaures Lithion zurückbleibt, das mit kohlensaurem Baryt, (welcher von dem in Ueberschuſs zugesetzten essigsauren Baryt herrührt), gemengt ist. Bedient man sich des essigsauren Bleioxyds zum Niederschlagen, so muſs der Ueberschuſs des zugesetzten Bleisalzes, nach dem Filtriren der Flüssigkeit, durch geschwefeltes Wasserstoffgas oder durch kohlensaures Ammoniak gefällt werden.

Ein anderes, aber weit umständlicheres Verfahren zur Bereitung des Lithions besteht darin, daſs man den Spodumen mit Kali brennt, dann in salzsäurefreier Salpetersäure auflöst, zur Gallerte abdampfen und vollends eintrocknen läſst. Die Thon- und Kalkerde werden mittelst kohlensauren Ammoniaks niedergeschlagen, das Salz aber wird bis zur Trockenheit abgedampft und dann mit Kohlenpulver verpufft. Das kohlensaure Kali wird hierauf mit Wasser herausgezogen, wobei das kohlensaure Lithion, als das schwerlöslichste, zurückbleibt, oder wenn alles zusammen aufgelöst wird, kann nachher das kohlensaure Lithion durch Abdampfen in fester Gestalt abgesondert werden.

Die Kennzeichen dieses Alkali's sind folgende. Im kohlensauren Zustande ist es sehr schwerlöslich, und muſs ganz fein gerieben und mit vielem Wasser gekocht werden, wenn es sich darin auflösen soll.

Die Lösung schmeckt und reagirt stark alkalisch. Wird dieselbe mit ätzender Kalkerde gekocht, so erhält man

man ätzendes Lithion, welches denselben brennenden Geschmack, wie ätzendes Natron und Kali besitzt. Nach dem Abdampfen der Auflösung bleibt eine Salzmasse zurück, welche Lithionhydrat ist, und schon bei schwacher Glühhitze schmilzt. Erkaltet ist es im Bruche krystallinisch und wird an der Luft nicht feucht. Es löst sich im Wasser langsam, jedoch leichter als das kohlensaure Lithion auf.

Das Lithion muſs sowohl im ätzenden, als im kohlensauren Zustande im Silbertiegel geschmolzen werden, weil das Platin selbst vom kohlensauren Salze stark angegriffen wird, so daſs sich die Anwesenheit des kohlensauren Lithion's gewöhnlich dadurch zu erkennen giebt, daſs der Platintiegel oberhalb der geschmolzenen Masse, wo er von der Luft getroffen wird, stark anläuft.

Das Lithion wird nach Davy's Versuchen, eben so, wie die metallischen Radikale der übrigen Alkalien, zu einem Metalle reducirt, wenn man es der reducirenden Einwirkung der elektrischen Säule aussetzt.

Nach den Untersuchungen über die Mengen der Salzsäure und Schwefelsäure, welche zur Sättigung des Lithions erfordert werden, hat Arfvedson berechnet, daſs dasselbe 43,9 Prozent seines Gewichts Sauerstoff und 56,1 Prozent Lithium, oder metallisches Radikal enthält.

Von den Salzen, welche das Lithion mit den Säuren bildet, wird weiter unten bei der Lehre von den Salzen die Rede sein.

4. Ammoniak.

Das Ammoniak hat seinen Namen vom *Sal ammoniacum* (Salmiak, salzsaurem Ammoniak) erhalten, aus welchem dasselbe gewöhnlich bereitet wird. Der Salmiak wurde zuerst in Lybien, in der Provinz Ammonien verfertiget, von welcher jene Benennung ursprünglich herrührt.

Dieses Alkali kommt in der Natur selten fertig ge-

bildet vor, wird aber leicht zusammengesetzt und eben so leicht wieder zerlegt. Man erhält es fast ausschliefslich aus organischen, besonders aus thierischen Stoffen, durch Destillation. Allein das hierdurch erlangte Ammoniak ist, wie ich unten beim Salmiak zeigen werde, ganz unrein und wird vorzüglich zur Bereitung dieses Salzes benutzt. Aufserdem bildet sich auch Ammoniak, wenn thierische Körper faulen, oder mit anderen Alkalien oder alkalischen Erdarten behandelt werden.

Das Ammoniak kann bei der gewöhnlichen Temperatur der Luft an und für sich selbst nur in Gasgestalt erhalten werden; allein es wird leicht vom Wasser gelöst und läfst dabei einen grofsen Theil seines gebundenen Wärmestoffes fahren. Um ätzendes Ammoniak zu bereiten, mengt man in einer Retorte von Glas, Steingut, oder auch von Eisen, welche tubulirt und mit einem Sicherheitsrohre versehen ist, 1 Theil fein zerstofsenen Salmiak mit 2 Theilen feingeriebenem ungelöschten Kalk. Man kittet hierauf an die Retorte einen tubulirten Glaskolben, dessen Tubulus zu einem langen, niederwärts gebogenen Glasrohre ausgezogen ist, wie Fig. 1. Taf. III. zeigt. Dieses Rohr wird auf den Boden einer Flasche geführt, die zur Hälfte mit reinem destillirten Wasser gefüllt ist, welches während des Versuches beständig durch Eis oder Schnee, oder in dessen Ermangelung, mit oft wechselndem frischen Quellwasser, kalt gehalten wird. Die Oeffnung der Flasche kann man mit einem Korke verschliefsen, und das Rohr durch diesen durchführen; doch darf es nicht völlig luftdicht verschlossen werden. Die Retorte wird im Sandbade einer allmählig steigenden Hitze ausgesetzt, bis beim Glühen ihres Bodens keine Luftblasen mehr durch das Rohr in die Flasche getrieben werden. Während dieser Arbeit verbindet sich der Kalk mit der Salzsäure zu einem feuerbeständigen Salze, dem salzsauren Kalk, und das Ammoniak wird ausgetrieben. Es entweicht in Gasform und führt anfangs die im Destillir-Apparat befindliche atmosphärische Luft mit sich fort; dabei geht gewöhnlich etwas Ammoniakgas

verloren, allein das meiste davon wird vom Wasser aufgenommen. In der Folge vermindern sich die durch das Wasser in der Flasche aufsteigenden Luftblasen in demselben Verhältnisse, wie die dem Gase beigemengte Luft abnimmt, und endlich werden sie mit einem eigenen Schalle vom Wasser eingesogen. Dessen ungeachtet bleibt gewöhnlich noch ein Minimum von atmosphärischer Luft zurück, welches beim Einsaugen einer jeden Gasblase auf die Oberfläche des Wassers steigt. Die Flasche wird dabei warm, und es würde ein Theil des vom Wasser aufgenommenen Ammoniakgases wieder verdunsten, wenn sie nicht fortdauernd abgekühlt würde. Je kälter man sie halten kann, desto mehr Ammoniakgas kann das Wasser darin aufnehmen. Zuletzt fangen die Gasblasen an, durch die Flüssigkeit durchzugehen, ohne absorbirt zu werden. Das Wasser ist nun gesättiget und ziemlich um die Hälfte seines Volumens ausgedehnt. Man wechselt nun die Flasche mit einer andern. Ein Pfund Salmiak giebt soviel Ammoniak, daſs ungefähr $\frac{2}{3}$ Pfund eiskaltes Wasser davon bis zum höchsten Grade gesättiget wird. Im Allgemeinen erhält man es hinlänglich stark, wenn man auf jedes Pfund Wasser ein Pfund Salmiak nimmt. Manche geben $1\frac{1}{2}$ Pfund Wasser an; dieſs ist jedoch zuviel. Das erhaltene flüssige Ammoniak wird in einer Glasflasche mit einem gut passenden Glaspfropfe aufbewahrt. Die in der Retorte zurückbleibende Masse besteht aus salzsaurem und ätzendem Kalke. Der erstere, der oft zu gebrauchen ist, wird mit Wasser ausgelaugt und bis zur Trockenheit abgedampft.

Man bereitet auch das ätzende Ammoniak durch Destillation in guſseisernen Cylindern, aus welchen das Gas durch ein Rohr in eine gläserne Vorlage geleitet wird, um hier das Krystallwasser des Salmiaks aufzufangen, und dann, auf die vorige Weise, durch den Tubulus der Retorte nieder in das destillirte Wasser geht. Auf diese Weise werden die Glasretorten erspart, die selten mehr als eine Operation aushalten.

Will man das Ammoniak in Gasgestalt haben, so

wird es in einem Apparate, wie in Fig. 1. Taf. II. gezeichnet ist, entwickelt und das Gas über Quecksilber aufgefangen. — In der gewöhnlichen Temperatur der Luft ist dieses Gas beständig, bei — 40° aber wird es verdichtet und flüssig, nimmt jedoch nach der Erwärmung seine vorige Gasgestalt wieder an. Es hat einen starken und stechenden Geruch, erstickt die Thiere und verlöscht das Feuer. Ein hineingebrachtes brennendes Licht verlöscht, nimmt aber einen Augenblick vorher, von dem wenigen Ammoniakgas, welches mit verbrennt, eine große gelbliche Flamme an. Wenn man Ammoniakgas durch ein feines Röhrchen ausströmen läſst, so kann es im Sauerstoffgas entzündet werden und darin mit einer kleinen gelben Flamme brennen.

Das specifische Gewicht dieses Gases, mit dem der Luft verglichen, ist = 0,5912. Das Strahlenbrechungs-Vermögen desselben verhält sich zu dem der Luft = 2,16851. : 1,000 und seine absolute Brechungskraft beträgt 0,000762349. Es wird vom Wasser, selbst in dessen gefrorenem Zustande, begierig eingesogen; legt man ein wenig Eis oder Schnee hinein, so wird das Gas augenblicklich absorbirt, der Schnee schmilzt und es entsteht Kälte, weil zum Schmelzen des letztern mehr Wärmestoff erfordert wird, als das Gas bei seiner Verdichtung hergiebt.

Flüssiges Ammoniak, oder die Lösung des Ammoniaks im Wasser, hat den eigenthümlichen durchdringenden Geruch des Gases, der vom Salmiakspiritus und anderen ammoniakalischen Apotheker-Präparaten allgemein bekannt ist. Es hat einen scharfen laugenartigen Geschmack und zieht Blasen auf Zunge und Haut. Wenn man es schnell bis zu + 40° abkühlt, so erstarrt es zu einer undurchsichtigen, gallertartigen Masse; bei langsamer Abnahme der Temperatur bis zu diesem Grade von Kälte schieſst es aber in langen, seidenartig glänzenden Nadeln an.

Wenn sein specifisches Gewicht ungefähr 0,91 beträgt, so kommt es bei + 45° ins Kochen und das Gas verfliegt;

dieser Siedepunkt steigt aber höher und höher, jemehr die Luft über die Oberfläche der Flüssigkeit mit Ammoniakgas gesättiget wird und je weniger das Wasser Ammoniak enthält, sowie es auch bei einem geringeren specifischen Gewichte, als 0,91, bei einer niedrigen Temperatur als + 45° ins Sieden kommt. Nach Dalton's Versuchen kommt eine, beim Frostpunkte mit Ammoniakgas völlig gesättigte Flüssigkeit schon bei + 10° ins Sieden. Flüssiges Ammoniak ist leichter als Wasser, und je leichter es ist, desto mehr enthält es Ammoniak. Das Wasser kann ziemlich $\frac{1}{3}$ seines Gewichts Ammoniakgas aufnehmen. Es ist schwierig, seinen Gehalt an wasserfreiem Ammoniak zu bestimmen, und die Angaben darüber sind höchst verschieden. Die zuverlässigsten sind folgende Angaben von H. Davy; die mit einem Sternchen bezeichneten sind durch Versuche gefunden, die übrigen nach diesen berechnet.

Spec. Gewicht der Lösung.	Ammoniak.	Spec. Gewicht der Lösung.	Ammoniak.
0,8720 *	32,5	0,9476	13,46
0,8875	29,25	0,9513	12,40
0,9000	26,00	0,9545	11,56
0,9054 *	25,37	0,9597	10,82
0,9166	22,07	0,9619	10,17
0,9255	19,54	0,9619	9,60
0,9326	17,52	0,9692 *	9,50
0,9385	15,88	0,9639	9,09
0,9435	14,53	0,9713	7,17

Scheele beobachtete zuerst, daſs das Ammoniak leicht zerlegbar sei, und daſs dabei Wasserstoffgas und Stickstoffgas hervorgebracht werde; diese Angabe bestätigte späterhin Berthollet, welcher das Verhältniſs, in welchem sich Wasserstoff und Stickstoff darin finden, ziemlich genau bestimmte. Die gewöhnlichste Art, das Ammoniak zu zerlegen, ist, elektrische Funken hindurch zu leiten. Durch jeden Funken wird ein kleiner Theil des Gases zersetzt und dessen Volumen dadurch vermehrt; je

gröfsere Mengen des Gases aber zerlegt werden, desto schwieriger wird endlich die Zersetzung, so dafs auf diese Weise vielleicht niemals das ganze Quantum in seine Bestandtheile geschieden werden möchte. Man hat jedoch gefunden, dafs derjenige Theil, welcher zerlegt wird, seinen Umfang genau verdoppelt, so dafs man z. B. aus 100 Kubikzoll Ammoniakgas 200 Kubikzoll eines Gemenges erhalten hat, welches aus 150 Kubikzoll Wasserstoffgas und aus 50 Kubikzoll Stickstoffgas besteht. Hiernach beträgt das relative Verhältnifs ihres Gewichts 82,6 Theile Stickstoff gegen 17,4 Theile Wasserstoff. Man hat über die Richtigkeit dieser Angabe viel gestritten, und sehr glaubwürdige Chemiker haben versichert, dafs sie aus 100 Kubikzollen Ammoniakgas nicht mehr als 133 Kubikzoll Wasserstoffgas und 47 Kubikzoll Stickstoffgas erhalten können. Ein Umstand aber, welcher die erstere Angabe bestärkt, ist der, dafs wenn man sich 150 Kubikzoll Wasserstoffgas und 50 Kubikzoll Stickstoffgas zur Hälfte ihres ursprünglichen Volumens zusammengedrückt denkt, so dafs sie nun zusammen nur 100 Kubikzoll ausmachen, ihr specifisches Gewicht dann 0,59438 betragen wird. Nun haben wir aber gesehen, dafs das durch Versuche gefundene specifische Gewicht des Ammoniakgases 0,59669 betrage, und wenn man diese Uebereinstimmung noch zu den übrigen Umständen hinzurechnet, welche übrigens für die Richtigkeit dieser Ansicht sprechen; so kann man sie ziemlich als bestätiget annehmen.

Nachdem man gefunden hatte, dafs die Alkalien und Erdarten Metalloxyde wären, liefs sich vermuthen, dafs das Ammoniak, welches seinen chemischen Eigenschaften nach so viele Aehnlichkeit mit ihnen hat, auch eine ähnliche Zusammensetzung haben möchte. Weiter unten werden wir auch sehen, dafs das Ammoniak, unter gewissen Umständen, wirklich durch die Elektricität in Sauerstoff und in einen metallähnlichen Körper zerlegt zu werden scheint, dessen Eigenschaften weiter unten bei den metallischen Radikalien der Alkalien beschrieben werden sollen. Das Ammoniak kann sonach einen Antheil Sauerstoff enthal-

ten; da aber bei dessen Zerlegung durch den elektrischen Funken nichts anderes, als Stickstoffgas und Wasserstoffgas hervorgebracht wird, so muſs der Sauerstoff sich in einem von diesen beiden Stoffen finden. Da ein Sauerstoffgehalt im Wasserstoff nicht wahrscheinlich ist, so bliebe nur übrig, den Sauerstoff im Stickstoff zu vermuthen.

Obgleich hiernach das Ammoniak bei der Zerlegung Stickstoff und Wasserstoff hervorbringt, so können wir dasselbe, im Fall es Sauerstoff enthält, nicht als von jenen beiden Stoffen zusammengesetzt betrachten, sondern müssen uns vorstellen, daſs es aus Nitricum, Wasserstoff und Sauerstoff, d. h. wie ein Alkali organischen Ursprungs und mit einem zusammengesetzten Radikale gebildet sei; und es verhielte sich in diesem Falle zum Kali und Natron, wie z. B. die Essig- und Weinsteinsäure sich zur Schwefel- und Phosphorsäure verhalten. Ausführlicher werde ich darüber bei Beschreibung des metallischen Radikals des Ammoniaks sprechen. Berechnen wir nun in dieser Hypothese die Zusammensetzung des Ammoniaks nach Prozenten, so besteht es aus 36,0 Theilen Nitricum, 17,4 Wasserstoff und 46,0 Sauerstoff. Betrachtet man die Zusammensetzung des Ammoniaks nach den relativen Maaſsverhältnissen seiner Bestandtheile in Gasgestalt, so besteht es aus 1 Volumen Nitricum, 1 Volumen Sauerstoff und 6 Volumina Wasserstoff, die zu 4 Volumina condensirt sind, so daſs das Ammoniakgas $\frac{1}{4}$ seines Volumens Sauerstoff in Gasgestalt enthält.

Die elektrische Säule zerlegt concentrirtes Ammoniak auf zweierlei Art: *a)* wenn der negative Leiter Quecksilber ist, so schwillt dieses um das Mehrfache seines Volumens auf, wird in eine bleigraue, metallische, vegetirende Masse verwandelt, die, wenn die Menge des Quecksilbers gering, und die Säule wirksam ist, endlich so leicht wird, daſs sie in die Höhe steigt. Die Ursache dieses Phänomens scheint darin zu liegen, daſs das Quecksilber einen metallischen Körper von sehr geringem specifischen Gewichte aufnimmt und amalgamirt. Dieser me-

tallische Körper ist entweder ein aus reducirtem Nitricum und Wasserstoff zusammengesetztes Metall, oder, was freilich wahrscheinlicher ist, ein von Stickstoff mit ein Drittel mehr Wasserstoff (als es im Ammoniak aufnimmt) zusammengesetzter metallartiger Körper. *b)* Ist dagegen der negative Leiter ein anderes Metall, so wird an ihm nur Wasserstoffgas, am positiven Leiter aber Stickstoffgas entwickelt. Ist das Ammoniak hingegen sehr verdünnt, so dafs z. B. sein specifisches Gewicht bis 0,95 ansteigt; so wird nur das Wasser zersetzt.

Wird das Ammoniakgas durch ein glühendes Rohr geleitet, so wird es, wie alle Oxyde zusammengesetzter Radikale, durch die Hitze zerlegt; das Nitricum verbindet sich mit dem Sauerstoff zu Stickstoff und der Wasserstoff wird frei. Ist das Rohr von gröfserem Durchmesser, so geht ein grofser Theil des Gases unzerlegt hindurch. Thenard hat neuerdings gefunden, dafs wenn man in das glühende Rohr Dräthe von Eisen, Kupfer, Gold, Silber oder Platin einlegt, das Gas weit leichter und vollkommener, als im leeren Rohre, zersetzt wird. Die Metalle üben diese zerlegende Kraft ungleich stark aus. Das Eisen zersetzt das Gas schon bei mäfsiger Hitze vollkommen und augenblicklich, wogegen Platin, selbst bei ganz hoher Temperatur, noch einen grofsen Theil Gas unzerlegt durchläfst. Manche Metalle werden dabei etwas verändert; das Eisen wird spröde und weniger geschmeidig; das Kupfer gelb, hier und da ins Weifse fallend, und spröde wie Glas. Dessen ungeachtet nehmen die Metalle dabei nicht bedeutend am Gewichte zu; Eisen und Kupfer hatte nach 24stündigem unausgesetzten Ueberströmen von Ammoniakgas bei Glühhitze um nicht mehr als $\frac{1}{2000}$ seines anfänglichen Gewichts zugenommen. Es ist nicht wahrscheinlich, dafs dieses verschiedene Verhalten der Metalle vor und nach diesem Verfahren blofs von ihrer verschiedenen Aggregationsform abhängen sollte, weil sonst der Wärmestoff allein dasselbe hervorbringen würde; was aber der Grund davon sei, mufs in der

Folge erst durch genauere Untersuchungen ausgemittelt werden.

Mengt man das Sauerstoffgas mit Ammoniakgas nach einem gewissen Verhältnisse zusammen, so kann man das Gemenge durch den elektrischen Funken entzünden. 100 Maafs Ammoniakgas erfordern 75 Maafs Sauerstoffgas, um mit Explosion zu verbrennen, und bilden dabei Wasser und Stickstoff. Nimmt man mehr Sauerstoff, so wird immer zugleich ein geringer Theil Salpetersäure erzeugt, und nimmt man weniger Sauerstoff, so bleibt ein Theil von dem Wasserstoffe des Ammoniaks unverbrannt, ungeachtet das Alkali durch die Hitze in Stickstoffgas und Wasserstoffgas zerlegt wird. Mengt man 3 Maafs Sauerstoffgas mit 1 Maafs Ammoniakgas, oder 3 Maafs des letztern mit 1 Maafs des erstern, so läfst sich das Gemenge nicht entzünden, weil es durch das überschüssig Zugesetzte zu sehr verdünnt wird.

Vom gasförmigen Salzsäure-Superoxydul, das weiter unten beschrieben werden wird, wird das Ammoniak ebenfalls zerlegt, indem der Wasserstoff desselben mit dem überschüssigen Sauerstoffe der Salzsäure in Wasser verwandelt wird, der Stickstoff aber in Gasgestalt entweicht. Vermengt man beide in Gasform mit einander, so fährt eine weifse Flamme durch das Gefäfs. Leitet man Salzsäure-Oxydul in concentrirtes flüssiges Ammoniak, so entzündet sich jede in die Flüssigkeit eindringende Blase mit einem Knalle, jedoch ohne dafs etwas davon umher geworfen wird. Dieser Versuch ist gefahrlos, ob man gleich wegen des Knalles jeden Augenblick das Zerspringen des Gefäfses befürchten sollte. Ist das Ammoniak verdünnt, so geschieht die Zerlegung weniger schnell, ohne Feuer und mit langsamer Entwickelung von Stickstoffgas, welches auf diese Weise in bedeutender Menge rein erhalten werden kann. Der Verlauf bei dieser Zerlegung ist folgender:

Das Salzsäure-Superoxydul besteht aus Salzsäure, verbunden mit einer gewissen Menge Sauerstoff; dieser

Sauerstoff verbrennt den Wasserstoff des Ammoniaks zu Wasser, und die Säure wird zu gewöhnlicher Salzsäure reducirt, die sich mit einem Theile des noch unzersetzten Alkali's zu salzsaurem Ammoniak vereiniget.

Man hat versucht, aus Stickstoffgas und Wasserstoffgas durch Abkühlung und Compression Ammoniak zusammen zu setzen; dieſs ist aber nicht geglückt. Wenn man dagegen Zinn oder Eisen in verdünnter Salpetersäure auflöst, so wird durch die Oxydation des Metalles sowohl die Säure, als das Wasser zerlegt; der Stickstoff der erstern und der Wasserstoff des letztern verbinden sich zu Ammoniak und man findet in der Auflösung salpetersaures Ammoniak. Das oxydirte Zinn wird von der Säure nicht aufgelöst, sondern läſst stets dieses Salz zurück, und das Eisen wird fast gänzlich von dem neugebildeten Ammoniak gefällt, wenn man die Säure mit mehr Eisenspähnen digerirt, als sie aufzulösen vermag.

Wenn man Ammoniakgas mit irgend einer gasförmigen Säure, z. B. Kohlensäure, Salzsäure u. s. w. vermengt, so wird es sogleich condensirt, und bildet einen schneeähnlichen Niederschlag von kohlensaurem oder salzsaurem Ammoniak. Dabei condensirt sich das Ammoniakgas, entweder mit seinem halben oder mit einem ganzen oder doppelten Volumen der gasförmigen Säure. Derselbe Niederschlag bildet sich in der Luft über flüchtigen Säuren, wenn man sie in die Nähe einer Flüssigkeit bringt, welche freies Ammoniak enthält. Diese Gegenwirkung ist so bedeutend, daſs, wenn eine Flüssigkeit so wenig davon enthält, daſs es auf keine andere Art bemerkt werden kann, es sogleich dadurch entdeckt wird, wenn man einen mit Salpeter- oder Essigsäure angefeuchteten Glasstöpsel nahe über die Oberfläche der Flüssigkeit bringt, wobei sich ein lichter Rauch um den Stöpsel herum zeigt.

Das Ammoniak verbindet sich sowohl mit dem Schwefel, als mit dem Phosphor. Von der ersten dieser Verbindungen wird bei Gelegenheit des Schwefel-Ammoniums gesprochen werden. Die letztere erhält man, wenn man trockenen und reinen Phosphor über Quecksilber der

Einwirkung von Ammoniakgas aussetzt, wobei das Gas verschluckt und der Phosphor in einen dunklen, fast pulverartigen Körper verwandelt wird, dessen Eigenschaften bis jetzt noch nicht weiter untersucht sind.

Das Ammoniak löst verschiedene Metalle auf, und giebt mit einigen derselben sehr merkwürdige Zusammensetzungen. So sind Knallgold und Knallsilber Verbindungen der Oxyde dieser Metalle mit Ammoniak. Ich werde sie in der Folge beschreiben. Ihre knallende Eigenschaft rührt daher, daſs sie bei höherer Temperatur zerlegt werden, der Wasserstoff des Alkali's auf Kosten des Sauerstoffes des Oxyds verbrennt, und das neugebildete Wasser nebst dem Stickstoffgase, welches im Augenblicke des Verbrennens von der Hitze ausgedehnt wird, eine Explosion verursachen.

Thierische Stoffe werden vom Ammoniak wenig angegriffen oder verändert, und sehr wenige werden davon aufgelöst. — Es hat schwächere Verwandtschaften als das Natron.

Erden.

Die Erden haben viele Aehnlichkeit mit den Alkalien, sie geben eigene Salze mit den Säuren, sind ihrer Zusammensetzung nach mit diesen gleichartig, bestehen aus eigenen Metallen mit Sauerstoff verbunden, und machen den gröſsten Theil der festen Masse unsres Erdkörpers aus.

Sie unterscheiden sich von den Alkalien hauptsächlich durch folgende Eigenschaften: *a)* sie sind feuerbeständig und können durch Brennen für sich selbst nicht verflüchtiget werden; *b)* sie geben mit verschiedenen Säuren, vorzüglich mit der Kohlensäure, schwerlösliche oder auch unlösliche Salze, und *c)* mit fetten Oelen im Wasser unlösliche Seifenarten.

Sie werden in zwei Klassen, nämlich in alkalische und in eigentliche Erden eingetheilt. Die ersteren

haben grofse Aehnlichkeit mit den Alkalien; in ihrem ätzenden Zustande sind sie im Wasser löslich und können aus diesen Auflösungen zum Krystallisiren gebracht werden. Sie verändern die Pflanzenfarben fast auf dieselbe Weise wie ein Alkali, und die Verwandtschaft zu den Säuren ist bald stärker, bald schwächer, als die der Alkalien. Mit Kohlensäure geben sie unlösliche Salze, die aber durch einen Ueberschufs von Kohlensäure im Wasser löslich werden. Es giebt deren vier, nämlich: Baryt-, Strontian-, Kalk- und Talkerde. Die beiden ersteren sind, wegen ihrer gröfseren Leichtlöslichkeit im Wasser von mehreren Chemikern, vorzüglich von Fourcroy, in seinem *Système des connaissances chimiques*, in die Klasse der Alkalien versetzt worden; andere haben wohl auch die Kalkerde noch dazu gerechnet. Allein, da die oben angeführten Eigenschaften, die sie mit den übrigen Erden gemein haben, sie deutlich von den Alkalien unterscheiden, so habe ich die alte Eintheilung beibehalten zu müssen geglaubt. Jedoch habe ich, um die Aufmerksamkeit mehr auf ihre Verschiedenheit von den übrigen Erden zu lenken, dieselben in einer besonderen Unterabtheilung zusammengefafst. Sie wurden von den ältern Chemikern *Terrae absorbentes* genannt.

Die eigentlichen Erden sind gänzlich unlöslich im Wasser, in der gröfsten Hitze unserer Oefen für sich selbst unschmelzbar und verlieren durch Brennen in höherem und geringerem Grade ihre Leichtlöslichkeit in Säuren. Einige von ihnen können sich nicht mit der Kohlensäure verbinden; die übrigen geben damit unlösliche Verbindungen, selbst wenn die Säure im Ueberschusse zugesetzt wird. Die Pflanzenfarben werden durch sie nicht verändert. Ihre Anzahl beläuft sich auf sechs: Thon-, Ytter-, Beryll-, Zirkon-, Thor- und Kieselerde.

a) Alkalische Erden.

1. Baryterde.

Diese Erde wurde im J. 1774 von Scheele entdeckt. Ihrer Schwere wegen wurde sie anfangs Schwererde genannt, erhielt aber nachher den gleichbedeutenden Namen Baryt oder Baryterde. Sie kommt in der Natur am häufigsten mit Schwefelsäure verbunden vor, in einer schweren, spathartig krystallisirten Steinart, welche man Schwerspath nennt; aufserdem findet sie sich zuweilen mit Kohlensäure verbunden, in dem sogenannten Witherit.

Aus dem schwefelsauren Baryt oder Schwerspathe zieht man die Baryterde gewöhnlich auf folgende Weise: 8 Theile feingeschlämmter Schwerspath und 1 Th. Kohle werden zum feinsten Pulver zerrieben, ganz genau mit einander gemengt und dann mit 2 Th. Harz und Roggenmehl zusammengerieben. Das Gemenge wird dann in einem hessischen Tiegel $\frac{3}{4}$ Stunden lang im Windofen einer, dem Weifsglühen nahe kommenden Hitze ausgesetzt. Während dieses Glühens verbindet sich die Kohle mit dem Sauerstoffe der Schwefelsäure und der Baryterde zu Kohlen-Oxydgas, welches entweicht, und der Schwefel bleibt mit dem Metalle der Baryterde verbunden zurück. Das Harz oder Mehl wird defswegen zugesetzt, weil es durch die Hitze geschmolzen wird und mit der Kohle vollkommener in die Masse eindringt, dadurch wird aber bewirkt, dafs das an sich unschmelzbare Kohlenpulver und der Schwerspath in mehrere Berührung kommen. Die erhaltene Masse ist blafs leberfarbig. Sie wird in 20 Th. kochendem Wasser aufgelöst und damit in einem wohl verschlossenen Gefäfse einige Stunden lang digerirt, wobei das Gemenge oft umgeschüttelt wird. Die Lösung wird filtrirt und der Rückstand von neuem ausgelaugt, wenn man bemerkt, dafs es noch etwas Schwefelbarium enthält. Die erhaltene Lösung von Schwefelbarium wird darauf mit einer Auflösung von reinem, von Kieselerde und Schwefelsäure be-

freitem, kohlensaurem Kali, so lange gemengt, als noch ein Niederschlag erfolgt. Dabei verbindet sich das Kalium mit dem Schwefel, und das Barium fällt mit dem Sauerstoff und der Kohlensäure des kohlensauren Kali's verbunden in der Gestalt eines weiſsen lockeren Pulvers nieder. Es gehen dabei $2\frac{1}{2}$ Th. kohlensaures Kali auf, und man erhält dabei etwas mehr als 5 Theile kohlensauren Baryt, welcher mit kochendem Wasser wohl ausgewaschen und dann getrocknet wird. Um ihn von dem noch anhängenden Schwefel völlig zu befreien, muſs man ihn wieder in Salzsäure auflösen und nach der Abrauchung und Glühung des Salzes, mittelst eines kohlensauren Alkali's daraus niederschlagen.

Man erhält die Baryterde auch, wenn man fein gepulverten Schwerspath eine Stunde lang mit doppelt so viel kohlensaurem Kali schmelzt, oder mit einer Auflösung desselben lange kocht. Die Schwefelsäure des Schwerspaths verbindet sich dann mit dem Kali zu schwefelsaurem Kali und die Kohlensäure mit der Baryterde; das erstere löst sich dann in kochendheiſsem Wasser auf und der kohlensaure Baryt bleibt zurück. Auf diese Weise wird jedoch der Schwerspath unvollkommen zerlegt und der kohlensaure Baryt von einer Menge noch unzerlegtem Schwerspathpulver verunreiniget. Er muſs deſshalb wiederum in Salpeter, oder Salzsäure aufgelöst und nachher mit kohlensaurem Kali gefällt werden.

Von der Kohlensäure kann die Baryterde auf folgende Weise befreit werden. 100 Theile schwach geglühten reinen kohlensauren Baryts werden auf das genaueste mit 6 bis 10 Th. fein gepulverter Holzkohle gemengt, dann mit etwas Tragantschleim zu einer steifen Masse, in Gestalt einer Kugel gebildet, und in einen Tiegel eingelegt, in Kohlenpulver eingefüttert und mit einem kleineren Tiegel gut verdeckt. Der Tiegel wird hierauf $\frac{3}{4}$ bis 1 Stunde lang unter der Esse der Hitze eines guten Blasebalges ausgesetzt. Hat man Gelegenheit gute Steingutretorten zu erhalten, so legt man die Masse in eine solche Retorte und setzt sie in einem Windofen

so lange dem Feuer aus, als noch Gas aus der Retorte entweicht. Während der erhöhten Temperatur wird die Kohlensäure von der zugesetzten Kohle zerstört und zu Kohlen-Oxydgas reduzirt, welches keine Verwandtschaft zur Baryterde hat und in Gasgestalt entweicht. Der Baryt bleibt rein zurück, jedoch mit etwas Kohlenpulver und zuweilen noch mit ein wenig unzerlegtem kohlensauren Baryt vermengt. In diesem Zustande wiegt er nur 80 bis 85 Prozent von dem Gewichte des dazu gebrauchten kohlensauren Baryts.

Man kann auf diese Weise die ätzende Baryterde auch aus dem natürlichen kohlensauren Baryt oder Witherit herstellen, doch wird dieser weit schwerer zerlegt, weil seine kleinsten Theilchen dichter zusammengefügt sind, als in dem durch Fällung erhaltenen. — Auch kann man den kohlensauren Baryt in Salpetersäure auflösen, und sodann das salpetersaure Erdsalz im Silbertiegel oder in einer Retorte von Steingut, oder am liebsten von ächtem Porzellan, erhitzen, bis die Säure zerlegt ist, worauf sodann der Baryt rein und ätzend zurück bleibt.

Die auf eine oder die andere Weise bereitete Baryterde ist nun wasserfrei und schmilzt nicht anders, als in einem brennenden Strahle von Sauer- und Wasserstoffgas, oder im Brennpunkte des Brennspiegels. Sie löst sich in 100 bis 200 mal soviel kochendem Wasser in einem, vor dem Zutritte der Luft gut verwahrten Gefäſse, auf. Wenn man die geklärte Lösung in einer Retorte bis zu $\frac{2}{3}$ abdampft und abkühlen läſst, so schieſst die Baryterde in Krystallen an. Die rückständige Mutterlauge wird dann wieder bis auf $\frac{2}{3}$ abgedampft und dem Krystallisiren überlassen, welches am besten vor sich geht, wenn die Flüssigkeit stark abgekühlt wird; und dieſs wiederholt man, so lange noch Baryt krystallisiren will. Die gebildeten Krystalle sind ein Hydrat der Baryterde, und mit soviel Krystallwasser verbunden, daſs sie mehr wie doppelt soviel, als die wasserfreie Baryterde wiegen.

Das Hydrat besitzt einen scharfen, ätzenden, laugenartigen Geschmack und wirkt auf lebende Thiere wie

Gift. Sein specifisches Gewicht ist = 4,0. In höherer Temperatur schmilzt es in seinem Krystallwasser, welches allmählig verfliegt und das Hydrat ohne Krystallwasser, in Gestalt eines Pulvers zurückläfst. Es verliert dabei genau die Hälfte seines Gewichts. Bei einer noch etwas höheren Temperatur, welche jedoch die Schmelzhitze des Silbers nicht erreichen darf, schmilzt es für sich selbst und wird flüssig wie ein Oel. Beim Ausgiefsen gerinnt es und nimmt ein krystallinisches Aussehen an, das es dem geschmolzenen und gegossenen Kali nicht unähnlich macht. Es hat dabei das Wasser, wodurch es zum Hydrate wird, nicht verloren, weil dieses durch Feuer nicht ausgetrieben werden kann. Es wird in kaltem Wasser aufgelöst, welches bei + 12° $\frac{1}{24}$ seines Gewichts krystallisirtes, oder $\frac{1}{48}$ geschmolzenes Baryterdehydrat aufnimmt. Von kochendem Wasser soll es, nach Bucholz und Gehlen, in allen Verhältnissen aufgelöst werden. Uebergiefst man wasserfreien Baryt mit ein wenig Wasser, so erhitzt er dieses, ungefähr wie gebrannter Kalk, aber weit stärker; und war das Wasser hinreichend, so verhärtet er sich zu einem Steine von nadelförmigem krystallischen Gefüge.

In der Luft zieht er Kohlensäure an sich und zerfällt zu kohlensaurem Baryt. Wenn eine Lösung von Baryt in Wasser mit der freien Luft in Berührung kommt, so überzieht sie sich mit einer Rinde von kohlensaurem Baryt, die am Ende zu Boden fällt, und so oft von einer neuen ersetzt wird, als noch etwas Baryt in der Lösung vorhanden ist. Läfst man das Barytwasser langsam gefrieren, so krystallisirt die Baryterde, und man kann auf diese Weise sehr grofse und regelmäfsige Krystalle erhalten. Aetzende Baryterde wird auch im Alkohol aufgelöst; doch wird dazu 150 bis 200 mal soviel kochender Alkohol erfordert.

Gegen die Thon- und Kieselerde verhält sich Baryterde stets wie das Kali und Natron. Barytwasser löst die Thonerde auf; mit der Kieselerde aber verbindet sie sich nur durch Schmelzen und giebt dann ein grünliches Glas.

Selbst

Selbst Metalloxyde werden davon aufgelöst und geben damit eigene salzartige Verbindungen.

Die Baryterde ist merkwürdig wegen ihrer starken Verwandtschaft zur Schwefelsäure, worin sie alle andere Stoffe übertrifft. Ihre Verbindung mit dieser Säure ist im Wasser gänzlich unlöslich, daher der Baryt bei chemischen Versuchen benutzt wird, die Anwesenheit und Menge der Schwefelsäure zu bestimmen. Selbst bei Analysen schwefelhaltiger Stoffe ist sie das sicherste Mittel, die Menge des Schwefels auszumitteln. Dieſs geschieht, indem man den Schwefel durch Salpeter oder Salpetersäure in Schwefelsäure verwandelt, und diese sodann mit irgend einem Barytsalze niederschlägt. 100 Theile schwefelsaurer Baryt enthalten 34,4 Theile Schwefelsäure und 13,78 Th. Schwefel.

Die Baryterde besteht aus 89,55 Th. metallischem Radikal und 10,45 Th. Sauerstoff.

2. Strontianerde.

Diese Erde hat ihren Namen von Strontion in England, wo sie zuerst in Verbindung mit Kohlensäure gefunden wurde, in einem Fossile, welches man Strontianit nannte, und lange mit dem kohlensauren Baryte oder Witherite verwechselte. Crawford und Cruikschank, besonders der letztere, ahneten erst im J. 1790, daſs der Strontianit eine eigene Erde enthalte, und Klaproth und Hope bewiesen dieſs drei Jahre später.

Die Strontianerde verhält sich zur Baryterde, wie das Natron zum Kali. Sie kommt in der Natur selten vor, und ist dann immer mit Schwefel- oder Kohlensäure vereiniget.

Man erhält sie ganz auf dieselbe Weise, wie die Baryterde, rein und ätzend. Die natürliche kohlensaure Strontianerde, oder der Strontianit, wird durch Brennen mit Kohlenpulver weit leichter zerlegt, als der Witherit. Die dadurch erhaltene, mit Kohlenpulver gemengte, ätzende, wasserfreie Strontianerde ist, wie die Baryterde, un-

schmelzbar. Sie ist im Wasser löslich und kann in Krystallgestalt dargestellt werden, wenn man sie mit 50 bis 100 Theilen Wasser kocht, noch kochendheiſs filtrirt, und in einem gut verschlossenen Glasgefäſse langsam erkalten läſst, worauf kleine nadelförmige Krystallchen anschieſsen. Aus der rückständigen Lösung können, durch Abdampfen im Destillationsgefäſs, noch mehrere Krystalle gewonnen werden. Diese Krystalle sind das Hydrat der Strontianerde, mit Krystallisationswasser verbunden. Sie sind durchsichtig, und bilden, je nachdem die Lösung verschieden gesättiget war, oder mehr und minder schnell abgekühlt wurde, entweder Nadeln, oder zusammengehäufte Tafeln. Sie enthalten bis 0,68 Krystallwasser, welches sie in der Luft verlieren, während die Erde kohlensauer wird und zerfällt.

Sie ist leichter als Baryterde, hat auch einen weniger scharfen kaustischen Geschmack als diese, aber einen stärkeren als die Kalkerde, und ist nicht giftig, wie der Baryt. Bei + 15° erfordern 2 Theile krystallisirte Strontianerde 104 Th. Wasser zu ihrer völligen Auflösung. Kochendes Wasser löst die Hälfte seines Gewichtes davon auf. Im Platintiegel erhitzt, verliert das Hydrat sein Krystallwasser, schmilzt aber nur erst bei sehr hoher Temperatur, wobei es jedoch sein Wasser nicht verliert. Im Thontiegel schmilzt es mit der Masse des Tiegels zu einem grünlichen Glase zusammen. Auch in der Löthrohrflamme ist es unschmelzbar, giebt aber ein so blendendes Licht von sich, daſs das Auge es kaum zu ertragen vermag.

Die Strontiansalze haben die Eigenschaft, die Flammen brennender Körper schön purpurroth zu färben, wenn man z. B. den Docht eines brennenden Lichts mit ein wenig salzsaurer Strontianerde bestreicht, oder Alkohol über Baumwolle verbrennen läſst, die mit diesem Salze bestreut ist. Man bedient sich dieser Erscheinung, um Strontianerde schnell von der Baryterde zu unterscheiden.

Wasserfreie Strontianerde erhitzt sich, wenn sie mit Wasser übergossen wird und erstarrt damit in Krystall-

form. Sie verhält sich übrigens zu Schwefel, Phosphor, Kieselerde, Thonerde und den Metalloxyden völlig so, wie die ätzenden Alkalien. Das Schwefel-Wasserstoffgas, welches durch Säuren aus dem geschwefelten Strontium entwickelt wird, hat die Eigenschaft, mit rother Flamme zu brennen, wahrscheinlich von ein wenig Strontianerde, die es mit sich führt.

Die Strontianerde besteht aus 84,55 Th. metallischem Radikal und 15,45 Th. Sauerstoff. Sie ist in ihren Verwandtschaften schwächer, als Kali, Natron und Baryt.

3. Kalkerde.

Die Kalkerde war schon im Alterthume bekannt und macht einen der allerhäufigsten Bestandtheile der Masse unseres Erdkörpers aus. Sie kommt niemals rein, sondern stets in Verbindung mit Säuren vor, z. B. mit Kohlensäure in der Kreide, dem Marmor, Kalkspath, Kalkstein, in den Schneckenschaalen; mit Schwefelsäure in den verschiedenen Arten des Gypses, und mit Phosphorsäure in den thierischen Knochen.

Um die Kalkerde rein zu erhalten, braucht man bloſs kohlensauren Kalk in einem Windofen zwischen Kohle zu brennen, wobei die Kohlensäure und das Krystallwasser verfliegen und die Kalkerde rein und ätzend zurückbleibt. Zu chemischem Gebrauche wendet man dazu den weiſsen Marmor an, der bei den Bildhauerarbeiten abfällt, oder auch Schnecken- und Austerschaalen, und im Nothfalle Kreide. Der Kalk von Schneckenschaalen ist bisweilen von geschwefeltem Calcium verunreiniget, das vom Schwefel thierischer Stoffe herrührt.

Im Handel kommt unter dem Namen ungelöschter Kalk eine Art ätzende Kalkerde vor, die man durch das Brennen des gemeinen Kalksteins in besonders dazu eingerichteten Oefen erhält; allein diese Kalkerde ist unrein, mehr oder weniger grau oder gelblich von Farbe, und enthält Thon, Kieselerde, Eisenoxyd, zuweilen auch etwas Talkerde und Manganoxyd.

Wenn Marmor, Kreide oder Schneckenschaalen zwischen glühenden Kohlen gebrannt werden, werden die Stücken auf der Oberfläche grau und bräunlich, von der Asche, die sich daran hängt und zuweilen mit der Kalkerde zusammenschmilzt. Diese unreine Rinde mufs man abschaben und jedes Stück entzweibrechen, weil es zuweilen der Fall ist, dafs inwendig noch ein unzerstörter Kern von kohlensaurem Kalke sitzt, der vom gebrannten abgesondert werden mufs. Die gebrannte Kalkerde wird in wohlverschlossenen Gefäfsen, am besten in verkorkten Glasflaschen aufbewahrt. Wenn unreine Kalkarten bei zu hoher Temperatur gebrannt werden, so verbindet sich die Kalkerde genauer mit den fremdartigen Beimengungen, verliert an Aetzkraft und an Löslichkeit im Wasser und wird todtgebrannt genannt. Dasselbe soll auch bei reineren Kalkarten vorkommen, wenn die Temperatur so hoch ist, dafs die Kalkerde zum Erweichen kommt, und sonach gewissermafsen dem Schmelzen sich nähert.

Um der Verunreinigung der Kalkstücken auf ihrer Aufsenseite vorzubeugen, hat man vorgeschlagen, den Marmor oder Kalkspath in einem bedeckten Tiegel oder in einer steinernen Retorte zu brennen. In diesem Falle wird aber eine vielfach gröfsere Hitze zur Austreibung der Kohlensäure erfordert, und wenn man den Kalk zu stark zusammendrückt und einer zu schnellen Hitze aussetzt, so schmilzt er um den Rand des Tiegels herum, ohne seine Kohlensäure zu verlieren, und widersteht sodann der Einwirkung des Feuers. Leitet man dagegen Wasserdämpfe über den Kalk, wenn das Brennen in der Retorte geschieht, so entwickelt sich die Kohlensäure weit schneller und der Kalk wird fast eben sobald durchgebrannt, als im offenen Feuer. Diese Erscheinung, die gemeiniglich unrichtig erklärt wird *) und zu mehreren

*) Man behauptete nämlich, dafs ein Körper nicht Gasgestalt annehmen könne, ohne zugleich eine gewisse Menge Wasser zu binden, und dafs das kohlensaure Gas in der strengsten Hitze mit dem Kalke vereiniget bleiben könne, wenn ihm das zu seiner Gasgestalt nöthige Wasser abgehe.

verschiedenartigen Meinungen über die Natur der Gasarten Anlaſs gegeben hat, entsteht nicht bloſs durch die Wasserdämpfe, sondern auch durch die atmosphärische Luſt und durch jede andere Gasart, mit Ausnahme des kohlensauren Gases. Die Ursache davon ist, daſs das kohlensaure Gas in einer anderen Gasart sich leichter verflüchtigt, als wenn es die Schicht von reinem kohlensauren Gase füllen muſs, welches den Apparat anfüllt und durch seine Trägheit oder seinen Druck der Entwickelung des übrigen entgegenwirkt. Dieses Verhältniſs ist ganz einerlei mit dem, wenn das Wasser in einer mit Wassergas gesättigten Luft nicht mehr verdunstet, dagegen aber sich desto schneller verflüchtiget, je öfter die Luft über der Oberfläche desselben wechselt. Auf dieselbe Weise verliert ein mit kohlensaurem Gase geschwängertes Wasser, in freier Luft, und bei der gewöhnlichen Temperatur derselben, seinen ganzen Gasgehalt sehr schnell, dahingegen zur Austreibung desselben im Destillir-Apparat völliges Kochen erfordert wird. Sowie die Entwickelung des kohlensauren Gases durch Wasserdämpfe befördert wird, kann auch die Entwickelung anderer Gasarten, wenn sie durch Brennen geschieht, dadurch beschleuniget werden, wie z. B. die Entwickelung des Sauerstoffgases aus Braunstein, welches man in weit gröſserer Menge erhält, wenn der Apparat so eingerichtet ist, daſs Wasserdämpfe über den glühenden Braunstein geleitet werden können.

Ich muſs hierbei nochmals erinnern, daſs alle andere Luftarten, mit Ausnahme derjenigen, welche entwickelt werden soll, ganz auf gleiche Weise, wie das Wassergas wirken; allein das letztere verdient den Vorzug, theils wegen seiner leichten Anwendung, theils weil es sich wieder verdichtet, ohne in dem Gas eine andere Beimengung zurück zu lassen, als die atmosphärische Luft, die im Wasser enthalten ist, wenn man dasselbe ungekocht in den Apparat bringt. — Will man zu chemischem Behuf eine Kalkerde haben, die ganz vollkommen frei von Kohlensäure ist, so löscht man sie mit ein wenig Wasser,

und brennt sie von neuem sehr stark in einem bedeckten Platintiegel. Auf diese Weise erhält man sie ohne Schwierigkeit so ätzend, daſs sie sich in der Salpetersäure ohne das mindeste Brausen auflöst.

Die reine Kalkerde ist weiſs und fühlt sich in Stücken leicht an, wiewohl ihr specifisches Gewicht 2,3 beträgt. Sie hat einen scharfen, fressenden Laugengeschmack, und, wenn sie mit Wasser übergossen wird, einen eigenthümlichen Geruch, fast wie die Beuchlauge. Zum Wasser hat sie eine starke Verwandtschaft; wenn man gebrannten Kalk damit übergieſst, erhitzt er sich, braust, als ob man Wasser auf heiſsen Sand göſse, und zerfällt zu einem weiſsen voluminösen Pulver, welches das Hydrat der Kalkerde ist, und in trockener Gestalt 25 Prozent Wasser enthält. Sie bindet dabei das Wasser in einer weit festeren Gestalt, als es im Eise hat; denn aus Kalkerde, die mit Schnee zusammengerieben wird, entwickelt sich ebenfalls Wärme. Man hat das Kalkhydrat gelöschten Kalk, zum Unterschiede von ungelöschtem genannt, worunter man im gemeinen Leben ätzende und wasserfreie Kalkerde versteht. Uebergieſst man sie mit mehr Wasser, als zu ihrem Ablöschen erfordert wird, so erhärtet sie beim Austrocknen zu einer festen, zusammenhängenden Masse. — In der Luft zerfällt der gebrannte Kalk allmählig, während er Feuchtigkeit und Kohlensäure an sich zieht, mit welcher letztern er langsamer, als die Baryt- und Strontianerde gesättiget wird. Man nennt ihn dann zerfallenen Kalk. Der Unterschied zwischen dem gelöschten und zerfallenen Kalke liegt darin, daſs der erstere aus Kalkerdehydrat besteht, der letztere aber ein Gemenge aus Kalkhydrat und kohlensaurem Kalke ist, das desto mehr von letzterem enthält, je älter es ist.

Die reine Kalkerde wird ebenfalls, doch in weit geringerer Menge im Wasser gelöst, als die beiden vorhergehenden Erdarten. Ein Theil Kalk erfordert 450 bis 520 Theile Wasser zu seiner vollkommenen Auflösung. Der Unterschied zwischen seiner Löslichkeit im kalten

und warmen Wasser ist nicht untersucht. Dalton hat gezeigt, daſs kaltes Wasser eine gröſsere Menge davon auflöse, als warmes. Nach seiner Angabe würden zur Auflösung eines Theils wasserfreier Kalkerde 1270 Theile kochendes Wasser und nur 778 Theile + 15° warmes Wasser erforderlich sein, daher trübt sich auch kalt bereitetes Kalkwasser, wenn man es aufkocht.

Eine Auflösung von reiner ätzender Kalkerde in Wasser nennt man Kalkwasser. Es überzieht sich in der Luft mit einer Haut von kohlensaurem Kalk, die späterhin zu Boden sinkt, worauf sich eine neue bildet, welches so lange fortgeht, bis die Kohlensäure der Luft den ganzen Kalkgehalt der Lösung niedergeschlagen hat, ganz so wie beim Baryt- oder Strontianwasser. Kocht man das Kalkwasser in einer Retorte zur Hälfte ein und läſst es dann langsam abkühlen, so schieſst die Kalkerde daraus in kleinen nadelförmigen Krystallen an. Gay-Lussac hat gefunden, daſs, wenn man Kalkwasser unter der Glocke der Luftpumpe abdunstet, das Kalkerdehydrat in regelmäſsigen sechsseitigen Prismen krystallisirt.

Die Kalkerde ist für sich unschmelzbar. Mit Phosphor verbindet sie sich bei höherer Temperatur sehr leicht. In einen kleinen Kolben mit langem Halse legt man 3 Theile ungelöschten Kalk, setzt den Kolben in einen Tiegel mit Sand, und erhitzt ihn bis zum Dunkelrothglühen, über welches hinaus die Hitze nicht gehen darf. Hierauf bringt man mittelst einer kleinen Zange 1 Theil in Stückchen geschnittenen Phosphor hinein, und zwar ein Stückchen schnell nach dem andern. Das erste entzündet sich auf Kosten des Sauerstoffs der im Kolben eingeschlossenen atmosphärischen Luft; die übrigen aber verbinden sich mit der Kalkerde, die davon aufschwillt und sich in eine dunkel chokoladenbraune Masse verwandelt. Zu starke Hitze verjagt den Phosphor wieder. Der Kolben wird schnell aus dem Feuer genommen, seine Oeffnung mit einem passenden Kreidepfropf verschlossen, und die Masse erst nach dem völligen Erkalten herausgenommen. Man muſs sich dabei in Acht

nehmen, sie nicht mit feuchten Händen zu berühren, wovon sie sich sogleich entzündet. Sie wird in wohlverschlossenen Glasgefäſsen vor Luft und Wasser verwahrt. Der Phosphorkalk ist im Wasser unlöslich, zerlegt aber dasselbe sehr schnell, und entwickelt Phosphorwasserstoffgas, das in kleinen Bläschen aufsteigt, die sich über der Oberfläche des Wassers entzünden. Der ungelöste Phosphorkalk wird dabei, auf dieselbe Weise wie der Phosphorbaryt, in ein Salz verwandelt, welches aus Kalkerde und der, den wenigsten Sauerstoff enthaltenden Säure des Phosphors besteht. Uebergieſst man Phosphorkalk, der im Wasser gelegen hat, mit Salzsäure, so entzündet er sich mit Heftigkeit, weil durch die Säure Phosphor und Phosphor-Wasserstoffgas entwickelt wird. Ob der Phosphorkalk eine Verbindung der Kalkerde mit dem Phosphor, oder ein Gemenge von Phosphorcalcium mit phosphorsaurer Kalkerde ist, wissen wir noch nicht. Eine Verbindung der Kalkerde mit Kohle ist nicht bekannt.

Zur Kiesel- oder Thonerde hat die Kalkerde starke Verwandtschaft, hauptsächlich zur erstern, mit welcher sie in einem, nicht sehr gemeinen Fossile, dem sogenannten Tafelspathe verbunden ist. Sie schlägt die Kieselerde aus ihrer Auflösung in ätzendem Alkali nieder und verbindet sich sogar mit feinerem und gröberem Quarzsande, wenn sie ungelöscht damit vermengt und dann mit Wasser übergossen wird. Sie erhärtet dabei zu einer steinartigen Masse, die man Mörtel nennt. — Gleiche Theile Kiesel- und Kalkerde kommen bei höherer Temperatur in Fluſs. Ein Theil Kalkerde schmilzt mit 3 Theilen Thonerde, und wenn man alle drei Erdarten mit einander vermengt, so wird die Schmelzung noch vollkommener. Sie löst verschiedene Metalloxyde auf, vornämlich die von Blei und Quecksilber.

Die Kalkerde wird im gemeinen Leben, in Fabriken und Künsten zu unzählig vielen Dingen angewandt. Am häufigsten benutzt man sie als Mörtel und zum Düngen der Aecker. Im letztern Falle wirkt sie jedoch nicht als Nahrungsstoff für die Gewächse, sondern nur dadurch,

dafs sie die in der Erde enthaltenen organischen Ueberreste schneller zerlegt, und diese dadurch für den Vegetationsprozefs tauglicher macht.

Sie besteht aus 71,91 Theilen metallischem Radikal und 28,09 Theilen Sauerstoff. In ihren Verwandtschaften steht sie meistens dem Baryt, Strontian, Kali und Natron nach, geht aber stets dem Ammoniak und der Talkerde vor.

4. Talkerde.

Im Anfange des letztverflossenen Jahrhunderts verkaufte man in Rom ein weifses Pulver, unter dem Namen *magnesia alba*, das alle Krankheiten heilen sollte. Zehn Jahre nachher fand man, dafs sich dieses Pulver, welches man für Kalkerde hielt, aus dem englischen Salze ziehen lasse, und 1755 bewies Black, dafs es eine eigene Erdart sei. Sie wird bald Magnesia, bald Bittererde, bald Talkerde genannt; das letztere, weil sie einen Bestandtheil des Talkes ausmacht. Sie kommt weniger häufig, als die Kalkerde, aber doch in allen drei Naturreichen vor.

Man erhält sie aus dem schwefelsauren Talk, der gewöhnlich englisches Salz genannt und aus einigen Quellen in England und Deutschland in Ueberflusse gewonnen wird. Man löst 1 Theil schwefelsauren Talk in 6 Theilen kochendem Wasser auf, und vermischt die filtrirte, noch heifse Lösung mit einer ebenfalls kochendheifsen Auflösung von 1 Theil reinen, kieselfreien, kohlensauren Kali in 4 Theilen reinen Wassers. Dabei entsteht ein Niederschlag, welcher abgesondert, gewaschen und getrocknet wird. Er besteht aus kohlensaurem Talk, und in der Lösung bleibt schwefelsaures Kali zurück. Die Fällung mufs bei Siedehitze geschehen, weil sonst die, für die Talkerde zu grofse Menge der Kohlensäure des Kali einen grofsen Theil davon aufgelöst hält. Der erhaltene Niederschlag wird bis zum Weifsglühen erhitzt, wobei er

seine Kohlensäure sehr leicht fahren läſst, und die Talkerde rein und ätzend zurück bleibt.

Die ätzende Talkerde erhitzt sich nicht mit dem Wasser, verbindet sich aber damit in fester Gestalt, und enthält dann 30,32 Prozent ihres Gewichts Wasser. Die Talkerde ist, wie die Kalkerde, im kalten Wasser leichter auflöslich, als in kochendem. Nach Fife werden 36000 Theile kochenden Wassers erfordert, um 1 Theil caustische Talkerde aufzulösen, da sie sich hingegen in 5142 Theilen + 15° warmen Wassers auflösen läſst. Ihr specifisches Gewicht beträgt 2,3; sie stellt die blaue Farbe des gerötheten Lakmuspapieres wieder her, und färbt das Fernambukpapier blau. Malven- und Rothkohl-Tinktur wird davon grün gefärbt. Sie ist für sich gänzlich unschmelzbar, selbst im Brennpunkte des Brennspiegels, und vermindert die Leichtschmelzbarkeit anderer Erdgemenge. Mit Wasser zu einer Kugel geformt und darauf hart und lange gebrannt, wird es leuchtend, wenn man sie im Dunklen gegen eine warme Eisenplatte streicht. In der Luft nimmt sie sehr langsam Kohlensäure auf. Mit Phosphor verbindet sie sich langsam. Die Verbindung ist dunkel von Farbe und übrigens wenig bekannt.

Unter den Erden verbindet sie sich vorzüglich mit der Thonerde, jedoch ist diese Verbindung nicht schmelzbar. Ihre Verwandtschaft zur Thonerde ist so groſs, daſs sie einen groſsen Theil derselben dem ätzenden Kali entzieht, welches eine bedeutende Schwierigkeit verursacht, wenn bei chemischen Analysen Thonerde aus talkhaltigen Erden getrennt werden soll. In der Natur kommt eine solche Verbindung der Thon- und Talkerde in einer eigenen Gattung von Edelsteinen, dem Spinelle, vor. Eine Verwandtschaft derselben zu Metalloxyden ist nicht bekannt.

Mit Säuren giebt sie sehr bittere, widerlich schmeckende Salze, woher sie auch den Namen Bittererde erhalten hat. Von anderen Erden zeichnet sie sich hauptsächlich durch die Eigenschaft aus, daſs sie mit Schwefelsäure ein leicht lösliches, neutrales, bitteres (englisches)

Salz giebt, wogegen die andern alkalischen Erden schwerlösliche, und die eigentlichen Erden süſse oder zusammenziehende Salze mit dieser Säure geben.

Die Talkerde wird nur in der Medicin benutzt. Sie besteht aus 61,29 Theilen metallischem Radikal und 38,71 Theilen Sauerstoff. In den Graden ihrer Verwandtschaft wetteifert sie mit dem Ammoniak, welches bisweilen von ihr ausgetrieben wird, dagegen aber umgekehrt auch die Talkerde zum Theil niederschlägt. Ammoniak und Talkerde bilden auſserdem mit den meisten Säuren häufig Doppelsalze.

b) Eigentliche Erden.

1. Thonerde.

Die Thonerde kommt in der Natur sehr häufig, aber niemals rein, sondern mit anderen Erden, mit Metalloxyden und zuweilen selbst mit Säuren verbunden, vor. Um sie rein zu erhalten, wird sie aus dem Alaun, einem aus Thonerde, Kali und Schwefelsäure bestehenden Doppelsalze ausgeschieden. Sie wird deſshalb auch von einigen Alaunerde genannt.

Es ist schwierig, vollkommen reine Thonerde zu erhalten; doch kann es auf folgende Weise geschehen. Man löst fein gepulverten Alaun in lauwarmem Wasser auf, mischt die erhaltene Lösung so lange mit blausaurem Kali (Blutlauge), bis sie eine grüne Farbe annimmt, und läſst sie dann einige Tage lang in einem lose bedeckten Gefäſse stehen. Dabei setzt sich langsam blausaures Eisen (Berlinerblau) ab, das durch Filtriren abgesondert wird. Die nunmehr eisenfreie Flüssigkeit wird mit reinem, kieselerdefreiem, kohlensaurem Kali oder Natron gefüllt, welches in einem geringen Ueberschusse zugesetzt und womit die niedergeschlagene Thonerde digerirt wird. Das Alkali verbindet sich dabei mit der Schwefelsäure des Alauns, die Thonerde wird ausgeschieden und die Kohlensäure, welche keine Verwandtschaft zu dieser Erde

hat, entweicht mit Aufbrausen. Der erhaltene Niederschlag ist aber noch nicht reine Thonerde. Setzt man nämlich zu wenig Alkali zu, so enthält derselbe, außer reiner Thonerde, noch ein schwerlösliches Salz aus Thonerde und Schwefelsäure; und setzt man Alkali in Ueberschuſs zu, so besteht er aus einer Verbindung mit Thonerde und kohlensaurem Alkali. Dieses letztere kann aber am leichtesten entfernt werden. Der Niederschlag wird nämlich auf dem Filtrum so lange mit kochendheiſsem Wasser gewaschen, als die durchgehende Flüssigkeit auf Fernambuk- und geröthetes Lakmuspapier noch alkalisch reagirt, sodann aber mit destillirtem Wasser digerirt. Dabei wird das Alkali langsam und mit Aufbrausen aufgelöst, der gröſste Theil der Thonerde aber bleibt unaufgelöst zurück; wenn dann alles Aufbrausen aufgehört hat, so wird die Flüssigkeit, wenn auch der zugesetzte Essig noch als Säure reagirt, so lange mit ätzendem Ammoniak vermischt, als noch Thonerde aus dem Essige abgeschieden wird, sodann durch Papier geseiht, mit kochendem Wasser gut ausgewaschen und getrocknet. — Manche geben den Rath, die alkalihaltige Thonerde, statt der Digestion mit Essig, in Salzsäure aufzulösen, und die Thonerde mit ätzendem Ammoniak daraus niederzuschlagen; dieses Verfahren liefert allerdings auch reine Thonerde, ist aber kostbarer. 100 Theile Alaun geben ungefähr $10\frac{2}{3}$ Theile reine, wasserfreie Thonerde.

In Frankreich bereitet man eine Art von Alaun, der aus Schwefelsäure, Ammoniak und Thonerde besteht; dieses Salz braucht man bloſs in einem Platintiegel so lange zu glühen, bis es nichts mehr am Gewichte verliert, um reine Thonerde zu erhalten.

Die reine Thonerde ist weiſs, in Pulvergestalt, leicht und locker. Bisweilen ist sie gallertartig und erhärtet beim Trocknen; dieſs scheint der Fall zu sein, wenn sie aus einer sehr verdünnten Auflösung niedergeschlagen wird, und findet aber eigentlich dann statt, wenn sie noch einen Theil Säure in Gestalt eines basischen Salzes enthält. Sie besitzt weder Geschmack noch Geruch, hängt

sich aber an die Zunge an, und wirkt etwas zusammenziehend auf dieselbe. In der Hitze, welche das, in die Flamme einer Weingeistlampe geblasene Sauerstoffgas giebt, schmilzt die Thonerde langsam zu einem klaren, farbenlosen Glase. In dem unreinen Zustande, worin sie in mehreren Thonarten vorkommt, giebt sie beim Anhauchen einen eigenthümlichen Geruch.

Ihr specifisches Gewicht ist = 2,0. Sie ist im Wasser völlig unlöslich, ob sie gleich eine starke Verwandtschaft zu ihm hat, und selbst im getrockneten Zustande sehr viel Wasser enthält, welches sie erst durch Glühen verliert. Fällt man salzsaure Thonerde durch kaustisches Ammoniak in großem Ueberschusse, so erhält man ein Hydrat der Thonerde, welches nach dem Trocknen noch $35\frac{1}{4}$ Prozent durch Glühen verliert. Die geglühte wasserfreie Thonerde condensirt die Feuchtigkeit aus der Luft in weit höherem Grade, als andere Erden, so daſs sie bei feuchtem Wetter bis 15 Prozent an Gewicht zunimmt. Auf dieser Eigenschaft der Thonerde, das Wasser leicht einzusaugen und lange an sich zu behalten, beruht ihr wohlthätiger Einfluſs auf die Ackererde, welche dadurch der Trockenheit der Luft besser widersteht, und das zum Gedeihen der Gewächse erforderliche Wasser an sich hält. — Ungeachtet die Thonerde im Focus des Brennspiegels oder im brennenden Strahle des Sauerstoff- und Wasserstoffgases geschmolzen werden kann, so ist sie doch in der strengsten Hitze unserer Oefen völlig unschmelzbar; auf der Kohle vor dem Löthrohre aber sintert sie zuweilen mit der Asche zusammen und scheint etwas an den Kanten zu schmelzen. — So lange die Thonerde feucht und frisch gefällt ist, verbindet sie sich leicht mit Säuren, mit Ausnahme der Kohlensäure. Nach dem Trocknen löst sie sich schwieriger auf; nach gelindem Glühen ist sie schwer löslich, aber nach starkem Brennen wird sie fast ganz unlöslich und muſs, um ihre Löslichkeit wieder zu erlangen, mit einem feuerbeständigen Alkali gebrannt werden. Die Thonsalze haben einen süſslichen, zusammenziehenden Geschmack.

Die Thonerde geht in keine Verbindung mit den einfachen Körpern ein. Vom ätzenden Kali und Natron wird sie in Menge, und selbst auch von der Baryt- und Strontianerde, aufgelöst; vom ätzenden Ammoniak aber in geringerer Menge. Ueberhaupt hat dieselbe zu den Alkalien, den alkalischen Erdarten und zu einigen der stärkeren Metalloxyde eine so ausgezeichnete Verwandtschaft, dafs sie sich gegen dieselben wie eine Säure verhält.

Man bedient sich bei chemischen Analysen der ätzenden Kalilauge, um die Thonerde aufzulösen und von den Metalloxyden und anderen Erdarten abzuscheiden, welche damit verbunden sein können. Zur Talkerde, welche in der Kalilauge unlöslich ist, hat indessen die Thonerde eine so starke Verwandtschaft, dafs das Kali aus einem talkhaltigen Thone eine geringere Menge Thonerde auflöst, und das meiste davon ungelöst mit der Talkerde in Verbindung bleibt. Aus den Auflösungen in ätzenden Alkalien wird die Thonerde wieder durch Säuren und Ammoniaksalze gefällt, deren Säure das feuerfeste Alkali sättiget, während das Ammoniak ausgetrieben, und die Thonerde gefällt wird. Dabei mufs man jedoch beobachten, dafs man die Thonerde, nach ihrer Wiederauflösung in der zugesetzten Säure, wenn das Resultat gewogen werden soll, durch kohlensaures, nicht aber durch ätzendes Ammoniak niederschlagen mufs, weil sonst ein Ueberschufs des Fällungsmittels ein wenig Erde in der Auflösung zurückhält. Mit kohlensauren feuerfesten Alkalien geht sie eine im Wasser unlösliche Verbindung ein, die sich in Säuren durch Brausen auflöst und sich glühen läfst, ohne dafs sich die Thonerde näher mit dem reinen Alkali verbindet und ohne dafs die Kohlensäure ausgetrieben wird.

Zur Kieselerde hat die Thonerde sehr starke Verwandtschaft. Sie kommt in der Natur fast stets mit ihr verbunden vor, und der gewöhnliche Thon, der daraus entsteht, hat die Eigenschaft, mit Wasser eine zähe Masse zu geben, welche geformt und gebildet werden kann.

Durch Brennen wird die gebildete Masse hart, und oft so hart, daſs sie Glas ritzt und am Stahle Feuer giebt. Darauf gründet sich die Bereitung des Porzellans, Steinguts, der künstlichen Feuersteine u. s. w. Während des Brennens zieht sich der Thon etwas zusammen, und darauf beruht Wedgewood's Pyrometer. Ein Umstand, welcher dieses Schwinden des Thons zu einer unsichern Pyrometerprobe macht, ist der, daſs dasselbe von dem Austreiben des Wassers aus dem Thone abhängt, und daſs dieses durch eine langsame und schwache Hitze eben so gut, als durch eine groſse und heftige Hitze bewirkt wird. Mit Kieselerde und Kali geht die Thonerde mehrere Verbindungen ein, wovon die eine, unter dem Namen Feldspath, im Mineralreiche, als einer der häufigsten Gemengtheile der Gebirgsarten unsers Erdkörpers, vorkommt. Mischt man eine Auflösung von Kieselerde in Kali mit einer Lösung der Thonerde in Kali, so entsteht ein Niederschlag, welcher aus 39,34 Theilen Kieselerde, 28,62 Theilen Kali und 32,04 Theilen Thonerde besteht, also weniger Kieselerde, als der Feldspath, die Thonerde und das Kali aber in gleicher gegenseitiger Proportion enthält.

Die Anwendung des Thons im gemeinen Leben ist sehr mannigfaltig und ist für eine Menge Fabriken und Künste unentbehrlich, z. B. beim Modelliren, beim Bereiten des Porzellans, des Steinguts, der Fayence u. s. w., beim Kattundrucken, Färben, Walken, Fleckausmachen u. s. w.

Die Thonerde besteht aus 53,3 Theilen metallischem Radikale und 46,7 Theilen Sauerstoff. Sie hat weit schwächere Verwandtschaften, als die vorhergehenden Erdarten.

2. Beryllerde.

Diese Erde wurde 1797 von Vauquelin in zwei Edelsteinen, dem Smaragd und Beryll, entdeckt, und ist seitdem noch in einigen wenigen anderen Steinarten

aufgefunden worden. Man erhält sie am besten aus dem Beryll, von welchem sie auch ihren Namen erhalten hat. Dieses Fossil enthält $13\frac{2}{3}$ Prozent Beryllerde, in Verbindung mit Kiesel- und Thonerde. Der Beryll wird im Porphyrmörser ganz fein gepulvert und geschlämmt, nachher aber mit 3 Theilen basisch kohlensaurem Kali im Platintiegel zusammengeschmolzen. Die gebrannte Masse wird in Salzsäure aufgelöst und dann vorsichtig bis zu einer trocknen Masse abgedunstet, nachher aber wieder in Wasser aufgelöst, wobei die Kieselerde ungelöst zurückbleibt. Die Lösung, welche nun salzsaure Thon- und Beryllerde enthält, wird mit ätzendem Ammoniak gefällt, der Niederschlag gut ausgewaschen und, ohne ihn vorher zu trocknen, mit einer Auflösung von kohlensaurem Ammoniak, macerirt, wodurch die Beryllerde aufgelöst wird, die Thonerde aber ungelöst zurückbleibt; wozu jedoch eine sehr grofse Menge kohlensaures Ammoniak erfordert wird. Die Lösung wird dann abgeseiht und nachher das kohlensaure Ammoniak durch Kochen ausgetrieben. Dabei schlägt sich ein weifses Pulver nieder, welches kohlensaure Beryllerde ist. Durch Waschen, Trocknen und Glühen bekommt man die Erde rein und frei von Kohlensäure.

Die reine Beryllerde hat weder Geruch noch Geschmack. Sie ist im Wasser völlig unlöslich und giebt damit einen Teig, der zwar einigen Zusammenhang, aber keine Bildsamkeit besitzt. Sie ist unschmelzbar und erhärtet nicht, wie die Thonerde im Feuer. Ihr specifisches Gewicht ist 2,967. Sie geht mit Schwefel, Phosphor und Kohle keine Verbindung ein. Man gab anfangs an, dafs sie von schwefel-wasserstoffhaltigem Alkali nicht gefällt werde; diefs ist aber unrichtig: vielmehr giebt sie damit einen schleimigen Niederschlag, der sich, unter Entwickelung von Schwefel-Wasserstoffgas, in Säuren auflöst. Sie wird, wie die Thonerde, von den ätzenden feuerbeständigen Alkalien, nicht aber vom Ammoniak aufgelöst. In kohlensauren Alkalien und insonderheit im kohlensauren Ammoniak ist sie sehr leicht löslich.

lich. Ihre Verwandtschaft zu den Säuren ist stärker, als die der Thonerde, aber schwächer, als die der Talkerde. Sie giebt mit Säuren süſse, zusammenziehende Salze, wovon sie auch den Namen Glycin, oder Süſs-Erde (vom griechischen Worte γλυκυς, süſs) erhalten hat. Da jedoch auch die Yttererde, und unter den Metallen das Blei und Cerium süſse Salze geben, so habe ich den Namen Beryllerde beibehalten.

Sie besteht aus 68,83 Theilen metallischem Radikal und 31,17 Theilen Sauerstoff.

3. Yttererde.

Diese Erde wurde im J. 1794 durch Gadolin in einer Steinart von Ytterby in Roslagen entdeckt, die man anfangs Ytterit, dann aber Gadolinit nannte. Sie wurde nachher von Ekeberg untersucht, der sie uns näher kennen lehrte, und dieselbe auch, mit einem neuen Metalle verbunden, in einem Fossile auffand, dem er den Namen Yttrotantal beilegte.

Die Yttererde ist noch sehr selten. Man erhält sie aus dem Gadolinit, welcher aus Yttererde, Kieselerde, Eisenoxydul und Ceroxydul besteht, auf folgende Weise: das Fossil wird gepulvert und in einer Mischung von Salpeter- und Salzsäure aufgelöst, die erhaltene Lösung von der Kieselerde abgeseiht, mit Krystallen von schwefelsaurem Kali gemengt und damit 24 Stunden stehen gelassen. Man muſs dazu mehr schwefelsaures Kali nehmen, als das Liquidum auflösen kann, und am besten ist es, eine Rinde von Krystallen anzuwenden und diese so zu stellen, daſs ein Theil derselben über die Flüssigkeit hervorragt. In dem Maaſse, wie die Flüssigkeit gesättiget wird, schlägt sich ein weiſses Pulver nieder, welches ein Doppelsalz von schwefelsaurem Kali und schwefelsaurem Ceroxydul ist. Dieses Salz ist im Wasser für sich löslich, in einer gesättigten Auflösung von schwefelsaurem Kali aber unlöslich. Die Mischung wird hierauf filtrirt, und wenn man will, der Niederschlag mit einer gesättigten

Auflösung von schwefelsaurem Kali in Wasser ausgewaschen, sodann das Durchfiltrirte mit ätzendem Ammoniak neutralisirt, und das Eisenoxyd mit bernsteinsaurem Ammoniak niedergeschlagen. Der Niederschlag wird auf dem Filtrum abgesondert und die klare Flüssigkeit mit ätzendem Ammoniak gefällt. Das Gefällte ist nunmehr Yttererde, mit etwas Manganoxydul verunreiniget. Um dieselbe von diesem Oxyde zu befreien, wird sie noch feucht mit kohlensaurem Ammoniak, das in vielem Wasser aufgelöst ist, macerirt, filtrirt und die Lösung durch Kochen vom Ammoniak befreit, wobei die Yttererde kohlensauer niederfällt. Ist die Lösung des kohlensauren Ammoniaks zu concentrirt, so tritt der Fall ein, daſs die Erde, ohne aufgelöst zu werden, sich mit einem Theile kohlensauren Ammoniak zu einem weiſsen körnigen Pulver verbindet. Von der Kohlensäure wird die Yttererde durch Brennen gereiniget.

Die Yttererde ist im Wasser unlöslich, geschmacklos, unschmelzbar und farbenlos, wenn sie vom Mangan frei ist. Es glückt jedoch selten, dieselbe ganz farbenlos zu erhalten, und es ist ungewiſs, ob dieſs von fremdartigen Unreinigkeiten herrührt, oder die wahre Farbe der Erde sich wirklich in das Gelbliche zieht. Hält sie einen geringen Antheil Schwefelsäure, so ist sie immer schneeweiſs. Sie ist schwerer, als Baryterde; ihr specifisches Gewicht beträgt 4,842. Sie hält, wie die anderen Erden, beim Trocknen einen Theil Wasser zurück, und verliert daher beim Glühen $\frac{1}{5}$ ihres Gewichts. Mit Kohle, Schwefel oder Phosphor kann sie sich nicht verbinden. Sie ist in ätzenden Alkalien gänzlich unlöslich und unterscheidet sich dadurch von den beiden vorhergehenden Erden; von den kohlensauren Alkalien aber, und am meisten vom kohlensauren Ammoniak wird sie aufgelöst, wiewohl in weit geringerer Menge als die Beryllerde. Von dieser letztern unterscheidet sie sich hauptsächlich dadurch, daſs sie durch blausaure Salze gefällt wird und im ätzenden Kali nicht löslich ist. Mit Säuren giebt sie süſse Salze, wovon manche in amethystfarbenen Krystal-

len anschiefsen. In ihren Verwandtschaften wird sie von den Alkalien und den alkalinischen Erden übertroffen. Die Farbe ihrer Salze — das einzige Beispiel unter den Erdarten — gab schon bei ihrer ersten Entdeckung Anlafs zu der Meinung, dafs sie metallischer Natur sei.

Sie besteht aus 80,1 Theilen metallischem Radikal und 19,9 Theilen Sauerstoff.

4. Zirkonerde.

Weniger selten, als die vorhergehende Erde, aber immer noch selten genug ist die Zirkonerde, welche Klaproth im J. 1789 in einem Edelsteine von Zeylon, dem sogenannten Zirkon, entdeckt hat. Man hat sie auch nachher im norwegischen Zirkon, so wie im Hyazinth gefunden, und sie daher auch Hyazintherde genannt.

Der Zirkon von Zeylon besteht aus 68 Theilen Zirkonerde, 31,5 Theilen Kieselerde und einer Spur von Eisen. Man erhält die Erde aus demselben auf die Weise, dafs man 1 Theil ganz fein gepulverten und geschlämmten Zirkon zwei Stunden lang mit 5 Theilen Aetzkali im Silbertiegel schmelzt. Die geschmolzene Masse wird im Wasser aufgeweicht, wobei die Kieselerde mit dem Kali aufgelöst wird, die Zirkonerde aber mit einem Theile unzersetzten Steinpulver ungelöst zurückbleibt. Sie wird mit kochendem Wasser gut ausgelaugt, und darauf in Salzsäure aufgelöst. Die Lösung wird mit vielem Wasser verdünnt, bis zum Kochen erhitzt und $\frac{1}{4}$ Stunde wirklich gekocht. Die Erde wird dabei ausgeschieden und in der Flüssigkeit bleibt das Eisenoxyd zurück, womit die Erde gewöhnlich verbunden ist. Der Niederschlag bildet ein weifses, schweres Pulver, das auf das Filtrum gebracht und mit kochendheifsem Wasser gut ausgesüfst wird. Er ist das Hydrat der Zirkonerde und darf nicht geglüht werden, weil sonst die Erde dadurch ihre Löslichkeit in Säuren verliert.

Eine andere Art, die Zirkonerde vom anhängenden

Eisenoxyd (welches die hartnäckigste Verunreinigung desselben verursacht) zu trennen, ist die, daſs man in der sauren Auflösung derselben soviel schwefelsaures Kali auflöst, als zu deren Sättigung erforderlich ist. Es schlägt sich dabei ein aus schwefelsaurem Kali und schwefelsaurer Zirkonerde bestehendes Doppelsalz nieder, das in der gesättigten Flüssigkeit unlöslich ist und mit einer Auflösung von schwefelsaurem Kali ausgewaschen werden kann. Dieses Salz wird sodann in etwas reinem Wasser aufgelöst, mit Salzsäure oder Salpetersäure versetzt, und die Erde daraus durch ein Alkali oder durch Kochen niedergeschlagen.

Die reine wasserfreie Zirkonerde ist ein feines weiſses Pulver, welches sich rauh anfühlt, und weder Geruch noch Geschmack hat. Sie schmilzt nicht in der Hitze, wenn sie aber ein Alkali enthält, sintert sie zu einer porzellanartigen grauen Masse zusammen und wird so hart, daſs sie am Stahle Funken giebt. Ihr specifisches Gewicht ist = 4,3. Sie ist im Wasser nicht löslich, hält aber einen Antheil davon nach dem Trocknen zurück, und wenn sie aus ihrer Auflösung in einer Säure mit Aetzammoniak niedergeschlagen wird, bildet sie beim Trocknen eine halb durchsichtige gelbliche Masse, die dem Kirschharze nicht unähnlich ist.

Durch starkes Glühen verliert das Zirkonerdehydrat sein Wasser und zugleich 0,37 am Gewichte. Dabei bemerkt man eine Feuererscheinung; es scheint, als ob sie auf einen Augenblick Feuer finge, und sie wird zugleich in Säuren unlöslich, ohne einen Antheil von Sauerstoff aufgenommen, oder irgend eine andere Veränderung erlitten zu haben. Sie verliert ihr Wasser, ehe die Feuererscheinung eintritt, die man übrigens einem näheren Zusammenrücken der kleinsten Theilchen der Erde beigemessen hat, wodurch ihre Wärmecapacität vermindert wird. Sie ist aber, wie wir in der Folge sehen werden, ein Phänomen, welches von einer vor sich gehenden näheren Verbindung der Bestandtheile der Erde herrührt, wodurch diese eine chemische Indifferenz annehmen und

ihre Neigung verlieren, sich mit anderen Körpern zu vereinigen. Ihr Verhalten gegen Kohle, Schwefel und Phosphor ist unbekannt. In ätzenden Alkalien ist sie völlig unlöslich; von den kohlensauren aber wird sie aufgelöst, wodurch sie sich von der Thonerde unterscheidet, welcher sie sonst am meisten ähnlich ist. Ungebrannte Zirkonerde wird von den Säuren aufgelöst und giebt damit eigene Salze von zusammenziehendem Geschmack. Die gebrannte Zirkonerde hingegen ist in Säuren völlig unauflöslich und muſs erst mit Alkalien geglüht werden, um diese Eigenschaft wieder zu erlangen.

Ihre Verwandtschaften sind schwächer, als die der vorhergehenden Erdarten.

5. Thorerde.

Einige Fossilien, die auf einem, bei Finbo, unweit Fahlun, im Gneiſse aufsetzenden Granitgange einbrechen, enthalten, als zufälligen Bestandtheil, einen Mineralkörper, der bis jetzt nur erst in geringer Menge zu erlangen gewesen ist, und daher noch wenig Untersuchungen hat unterworfen werden können, dabei aber dennoch sich als eine Erde charakterisirt hat, die sich durch ihre Eigenschaften von den vorhergehenden unterscheidet und welcher man (nach der skandinavischen Gottheit Thor) den Namen Thorerde beigelegt hat. Sie findet sich in einem Gemenge mit fluſssaurer Yttererde und fluſssaurem Ceroxyd, und wird auf die Weise erhalten, daſs man das Fossil schlämmt, nachher, um die Fluſssäure auszutreiben mit concentrirter Schwefelsäure kocht, hierauf die Masse mit Wasser auflöst und filtrirt. Die Lösung wird darauf mit Aetzammoniak gefällt; der Niederschlag in Salpetersäure wieder aufgelöst und zur Trockene abgedunstet, wobei die Thorerde einen Theil der Säure fahren läſst und mit einem Antheile von Yttererde und Ceroxydul ungelöst zurückbleibt. Der lösliche Theil des Salzes wird hierauf mit Wasser ausgelaugt, der ungelöste aber in möglichst wenig, mit Wasser verdünnter

Salpetersäure aufgelöst, bis zum Kochen erhitzt und $\frac{1}{4}$ Stunde im Kochen erhalten. Dabei trübt sich die Lösung und die Thorerde fällt in Gestalt einer durchsichtigen gallertartigen Masse zu Boden. Aus der sauren Flüssigkeit kann man noch etwas weniges Thorerde mehr erlangen, wenn man sie mit Aetzammoniak neutralisirt und wieder aufkocht.

Diese Erde ist weiſs, verändert im Glühen die Farbe nicht, verliert aber dabei gröſserentheils ihre Löslichkeit in Säuren und kann dann nur durch Kochen mit concentrirten Säuren aufgelöst werden. Ist sie mit etwas Yttererde verunreiniget, so bleibt sie selbst nach dem Glühen noch ziemlich leicht löslich. Ihre Auflösungen haben einen rein zusammenziehenden Geschmack, ohne dabei süſs oder bitter zu sein. Sie wird durch Kochen gefällt, und der Niederschlag ist ein basisches Salz, welches während des Trocknens stets Kohlensäure an sich zieht und sich dann in Säuren mit Aufbrausen auflöst. Dunstet man die sauren Auflösungen dieser Erde in Glasgefäſsen ab, so bildet sich an den Seiten des Glases, wo die Lösung eintrocknet, ein emailartiger Ueberzug, der am besten zum Vorschein kommt, wenn man das heiſse Glas ein wenig umschüttelt, so daſs ein Theil der Auflösung die warmen Stellen des Glases berührt. Dieſs ist mit keiner Auflösung der vorher genannten Erden der Fall, und kann dazu dienen, die Anwesenheit dieser Erde auszumitteln, wenn sie nicht zu sehr mit Ceroxyd oder Yttererde vermengt ist.

Die Thorerde wird von ätzenden Alkalien gar nicht, von kohlensauren aber nur in sehr geringer Menge aufgelöst. Sie unterscheidet sich von den übrigen Erdarten, die Zirkonerde ausgenommen, durch ihre Eigenschaft, beim Kochen aus ihren neutralen und verdünnten Auflösungen niedergeschlagen zu werden; von der Zirkonerde aber unterscheidet sie sich dadurch, daſs der Niederschlag bei letzterer weiſs, schwer und undurchsichtig, bei der Thorerde hingegen leicht, gallertartig und durchscheinend ist. Sollten beide Erdarten zusammen vorkommen, so

würde man sie von einander scheiden können, daſs die Zirkonerde, wie das Ceroxyd, aus ihren Auflösungen selbst dann, wenn sie einen Ueberschuſs an Säure haben, niedergeschlagen werden kann, wenn man die Flüssigkeit mit schwefelsaurem Kali sättiget, welches bei der Thorerde nicht der Fall ist, da diese in der Auflösung zurückbleibt.

Die Thorerde hat im Kohlentiegel, bei einer Hitze, durch welche Mangan reduzirt wird, nicht reduzirt werden können. Ihre Zusammensetzung und ihr metallisches Radikal sind daher nicht bekannt. In ihren Verwandtschaften zu den Säuren übertrifft sie die Zirkonerde, bleibt aber darin dennoch bedeutend hinter den übrigen Erden zurück. — Eine ausführlichere Beschreibung dieses bis jetzt noch seltenen und wenig bekannten Mineralkörpers findet man übrigens im 5ten Hefte der *Afhandlingar i Fysik, Kemi och Mineralogi*, S. 76. *).

6. Kieselerde.

Die Kieselerde macht den häufigsten Bestandtheil der festen Masse unseres Erdkörpers aus. Sie ist der Hauptbestandtheil einer groſsen Menge Mineralien, unter andern des Feuersteins, Sandsteins, Bergkrystalls u. s. w. Ihre Eigenschaften und ihr Verhalten gegen andere Körper wurden zuerst von dem unvergeſslichen Bergman erforscht.

Die Kieselerde kommt ziemlich rein im Bergkrystall, auch im weiſsen, sogenannten Milchquarz, vor, wo sie nur durch eine, oft unwägbare Spur von Eisenoxyd verunreiniget ist. Bei Anwendung dieser Erde bei chemischen Versuchen muſs man sie jedoch gewöhnlich durch Kunst erst von allen zufälligen Beimengungen reinigen, welches auf folgende Weise geschieht. Man schmelzt 1

*) Daraus in Schweiggers Journal für Chemie und Physik B. XXI. S. 25.

Theil fein gepulverten Bergkrystall, oder Quarz mit 4 Theilen kohlensaurem Kali, löst die zusammengeschmolzene Masse in Salzsäure auf, dunstet die Lösung bis zur Trockenheit ab, und übergieſst dann den trockenen Rückstand mit Wasser, dem etwas Salzsäure zugesetzt ist. Die reine Kieselerde bleibt ungelöst zurück und wird dann auf Filtrirpapier gebracht, gewaschen, getrocknet und geglüht.

In diesem Zustande ist sie weiſs, pulverförmig, rauh im Anfühlen, knistert zwischen den Zähnen, und ist im Wasser, in Säuren und den meisten Flüssigkeiten in der Regel vollkommen unlöslich. Ihr specifisches Gewicht ist = 2,66. Sie ist in der strengsten Hitze unserer Oefen unschmelzbar; vor der Flamme einer Weingeistlampe aber, auf welche Sauerstoffgas geblasen wird, schmilzt sie zu einem hellen farbenlosen Glase. Mit Kohle, Schwefel und Phosphor geht sie keine Verbindungen ein.

In der Natur kommt die Kieselerde häufig krystallisirt vor. Durch Kunst ist es nur einigemal gelungen, sie aus einer Auflösung in Fluſssäure, oder aus einer sehr verdünnten Auflösung in Aetzkali krystallisiren zu lassen. Es können aber mehrere Jahre vorübergehen, ehe sich ein Krystall von der Gröſse einer Perlgraupe bildet. Wenn sich die Kieselerde schneller absetzt, so bildet sich ein weiſser, schleimiger Niederschlag.

Die Kieselerde kann sowohl im Wasser, als in Säuren aufgelöst werden; jedoch sind dazu mancherlei Umstände erforderlich. Im Wasser kann sie durch die Kunst nicht unmittelbar aufgelöst werden; in den groſsen Werkstätten der Natur aber bildet sich diese Auflösung unaufhörlich. Alle unsere Quellwasser enthalten Kieselerde und nicht selten ist sie der häufigste fremdartige Bestandtheil derselben. Sie kann nur durch Abdunstung des Wassers daraus abgesondert werden. In der heiſsen Quelle von Reikum auf Island fand Klaproth bis zu 9 Gran Kieselerde auf 100 Kubikzoll, und die kochenden Wasserstrahlen des Geysers setzen auf beiden Seiten des Kraters, sowie das Wasser erkaltet oder verdunstet, eine

Steinkruste, den sogenannten Kieselsinter oder Kieseltuff, ab, der aus Kieselerde besteht, die mit $1\frac{1}{2}$ Prozent Thonerde und $\frac{1}{2}$ Prozent Eisenoxyd gemengt ist.

In Säuren kann die Kieselerde aufgelöst werden, wenn sie vorher mit einem Alkali geschmolzen oder gebrannt worden ist, wo sich dann die gebrannte Masse in einer Säure, am besten in Salzsäure, auflösen läſst. Beim Abdunsten scheidet sich die Kieselerde wieder aus, und die Lösung erstarrt anfangs zu einer durchscheinenden, wasserhellen Gallerte, die so steif ist, daſs man das Gefäſs umwenden kann, ohne daſs etwas herausfällt. Diese Gallerte bekommt nachher beim ferneren Abdunsten Risse und wird einem trocknen Gummi ähnlich. Nach völliger Austrocknung bildet die Masse ein weiſses Pulver, aus welchem die Kieselerde weder im Wasser, noch in Säuren aufgelöst werden kann. Sie enthält in diesem trockenen Zustande einen Antheil Wasser, den sie beim Glühen fahren läſst.

Bloſs eine einzige Säure löst die trockene oder geglühte Kieselerde auf, nämlich die Fluſsspathsäure, wovon weiter unten die Rede sein wird. Im gasförmigen Zustande löst diese Säure mehr Kieselerde, als im flüssigen, auf, und versetzt selbst die aufgelöste Kieselerde in Gasgestalt. Aus diesem Gas kann die Kieselerde wieder gefällt werden, wenn es von Wasser absorbirt wird, vorzüglich wenn dieses mit Natron, Borax oder Boraxsäure versetzt ist. Die auf diese Weise gefällte Kieselerde ist im Wasser ein wenig löslich, so daſs sie bei fortgesetztem Aussüſsen sichtbar sich vermindert, und wenn man dann das Aussüſswasser abdunstet, sich halb gallertartig absetzt.

Die Lösungen der Kieselerde in Fluſssäure und, nach vorangegangenem Brennen mit Alkali, in den übrigen Säuren haben keine Aehnlichkeit mit den Salzen und die saueren Eigenschaften der Säure werden dadurch nicht aufgehoben. Dadurch unterscheidet sich die Kieselerde von den übrigen Erdarten und bildet einen Uebergang aus diesen in die Säuren. Wir haben früher gesehen,

daſs die Alkalien durch die alkalischen Erdarten wie eine Kette mit den übrigen Erdarten zusammenhängen; die Talkerde steht auf der Gränze zwischen den beiden letztern, und von den eigentlichen Erdarten nähert sich eine nach der andern, Glied für Glied, der Natur der Kieselerde. Die Thonerde wird durch Brennen schwerlöslich; die Zirkonerde völlig unauflösbar, und die Kieselerde wird dieſs schon durch bloſses Trocknen. Alle drei erhalten ihre Löslichkeit durch das Brennen mit einem Alkali wieder; allein die Verwandtschaft der Kieselerde ist so gering, daſs die Säuren durch sie nicht neutralisirt werden.

Die Kieselerde giebt mit den feuerbeständigen Alkalien, mit der Kalk- und Thonerde, sehr merkwürdige Verbindungen, welche in den Künsten und zu ökonomischen Zwecken unentbehrlich sind. Die meisten Mineralien, welche zur Klasse der Steinarten gehören, sind Verbindungen von Kieselerde, als Säure, mit Alkalien, Erdarten und Metalloxyden; und obgleich die Kieselerde weder einen sauren Geschmack hat, noch als Säure reagirt, so besitzt sie doch mehrere Haupteigenschaften der Säuren, und wir nennen daher ihre Verbindungen mit anderen oxydirten Körpern Silicate, (Siliciates), sowie wir die Verbindungen des Wassers Hydrate benennen.

Die Kieselerde kann für sich mit Kohle geschmolzen nicht reducirt werden; wenn man aber zugleich ein Metall, z. B. Eisen, Silber, Kupfer, Mangan u. s. w. zusetzt, so bekommt man ihr metallisches Radikal, verbunden mit dem zugesetzten Metalle. Sie besteht aus 49,7 Theilen metallischem Radikal und 50,3 Th. Sauerstoff.

Kieselerde und feuerbeständiges Alkali. Glas.

Die aus sauren Auflösungen abgeschiedene, aber noch nicht geglühete, Kieselerde löst sich durchs Kochen in kohlensauren Alkalien, besonders im kohlensauren Natrum, auf. Die Auflösung gestehet während des Erkaltens zu einer Gallerte, wird aber durch Erwärmen wieder klar.

Wenn man einen Theil Kieselerde mit 4 Theilen Kali zusammenschmelzt, so erhält man eine im Wasser vollkommen lösliche Masse, die den Namen Kieselfeuchtigkeit *(liquor silicum)* führt. Löst man sie in wenig Wasser auf, so wird die Kieselerde von Säuren in Gestalt eines schleimigen Pulvers niedergeschlagen. Geschieht die Auflösung hingegen in 24 mal soviel Wasser, so wird sie darin zurückgehalten. Diesen Umstand benutzt man bei Mineral-Analysen, so daſs man einen unlöslichen Körper nicht eher als Kieselerde ansieht, als bis er auf diese Weise aufgelöst, und dann, nach dem Abdunsten und Eintrockenen, unter den angeführten Erscheinungen niedergeschlagen worden ist. Läſst man eine solche stark verdünnte Kieselfeuchtigkeit locker bedeckt ganz ruhig stehen, so wird das Alkali allmählig kohlensauer, und die Kieselerde abgesondert, ohne gefällt zu werden. Während dann das Wasser langsam, d. h. in einer Zeit von mehreren Jahren verdunstet, setzt sich die Kieselerde in kleinen Krystallen an, mit kohlensaurem Kali untermengt. — Wenn man einen Theil mit Kali geschmolzene Kieselerde in 10 Theilen Wasser auflöst und ein Stück trockenes Metallsalz, z. B. schwefelsaures Eisen oder Kupfer hineinlegt; so verbindet sich die Säure mit dem Kali, und das Metalloxyd schlägt sich zugleich mit der im Kali aufgelösten Kieselerde nieder, welche dabei eine sehr schöne, vom Metalloxyd (im erstern Falle, roth, im zweiten, grün) gefärbte Vegetation bildet.

Aus einer Auflösung von gemeiner Potasche, welche, wie oben erwähnt worden ist, vermöge ihrer Bereitungsart die in der Asche befindliche Kieselerde enthält, wird letztere, während das Kali noch vollkommener kohlengesäuert wird, in Begleitung von etwas kohlensaurem Kalke niedergeschlagen. Dieser Niederschlag hat in neuerer Zeit viele Aufmerksamkeit erregt. Winterl, Professor der Chemie zu Pesth, glaubte darin eine eigene Erdart entdeckt zu haben, die er für ein Hauptelement der Schöpfung hielt und Andronia nannte. Durch einen flüchtigen, unsicheren Blick, und durch eine reiche, aus-

schweifende Einbildungskraft verleitet, baute er auf diese und mehrere andere vermeinte Entdeckungen ein neues chemisches System, welches, in Verbindung mit dem Hange des Zeitalters zu dichterischer Schwärmerei, Erfahrung und genaue Versuche aus der Chemie zu verbannen drohte.

Schmelzt man die Kieselerde mit $\frac{1}{4}$ bis $\frac{1}{5}$ ätzenden, oder $\frac{1}{2}$ bis $\frac{2}{3}$ kohlensaurem Kali, so wird die geschmolzene Masse im Wasser und in Säuren völlig unauflöslich, und giebt ein schönes, farbenloses Glas, welches um so schöner und dichter wird, je mehr Kieselerde man mit dem Alkali zusammenschmelzen kann. — Das Glas wurde von phönizischen Kaufleuten entdeckt, welche Natron aus Egypten verführten, indem sie sich eines Tages an den Ufern des Belus lagerten, und beim Anzünden eines Feuers ein paar Stücken Natron als Dreifuſs brauchten, welche dabei mit dem Sande zu Glas zusammenschmolzen. Die Anwendung des Glases ging indessen so langsam vor sich, daſs man noch im dritten und vierten Jahrhunderte erst an wenig Orten Fensterscheiben davon besaſs.

Im Groſsen wird das Glas aus Kieselsand oder Feldspath mit Potasche bereitet. Es giebt zwei Hauptarten davon, das weiſse und grüne. Das erstere theilt man, nach den verschiedenen Graden seiner Durchsichtigkeit, in Krystallglas, Flintglas, Spiegelglas u. s. w. Weiſses Fensterglas wird aus 60 Theilen Kieselsand, 30 Theilen reiner Potasche, 15 Theilen Salpeter, 1 Theil Borax und 1 bis 1$\frac{1}{2}$ Theil weiſsem Arsenik zusammengeschmolzen. — Krystallglas bereitet man aus 120 Theilen Kieselsand oder Feldspath, 46 Theilen Potasche, 7 Theilen Salpeter, 6 Theilen weiſsem Arsenik und $\frac{1}{8}$ Braunstein. — Flintglas aus 120 Theilen weiſsem Sand, 35 Theilen Potasche, 40 Theilen Mennige, 13 Theilen Salpeter, 6 Theilen weiſsem Arsenik, und $\frac{1}{2}$ Theil Braunstein. — Spiegelglas aus 60 Theilen Kieselsand, 25 Theilen Potasche, 15 Theilen Salpeter, 7 Theilen Borax und $\frac{1}{8}$ Braunstein. — Uebrigens sind die Vorschrif-

ten dazu sehr mannigfaltig. Das grüne Glas oder Bouteillenglas wird aus 2 Theilen Asche, 1 Theil Sand und einem Antheile von Kochsalze zusammengeschmolzen. Zum grünen Fensterglase nimmt man 60 Theile Sand, 25 Theile Potasche, 10 Theile Kochsalz, 5 Theile Salpeter, 2 Theile weiſsen Arsenik und $\frac{1}{4}$ Braunstein.

Diese Körper werden alle fein gepulvert und auf das genaueste mit einander vermengt, dann aber gebrannt, bis die Masse zu einem Klumpen zusammengesintert ist. Darauf wird sie in groſsen Tiegeln im sogenannten Glasofen geschmolzen, und wenn man findet, daſs das Glas vollkommen geschmolzen und ohne Blasen ist, so wird das Ungeschmolzene, welches man Glasgalle nennt, davon abgeschäumt, und das Glas verarbeitet. — Das fertige Glas muſs in einem besondern Ofen (dem Kühlofen) langsam abkühlen, weil es sonst spröde wird, und bei der geringsten Gewalt, oder bei unbedeutenden Temperatur-Veränderungen leicht zerspringt. Je langsamer es abkühlt, desto haltbarer ist es, und umgekehrt. Inzwischen hat man beobachtet, daſs Glas, welches zu schnell abgekühlt und spröde geworden ist, wenn man es in einen Topf voll Wasser steckt, dieses bis zum Kochen erhitzt, dann zugedeckt hinstellt und so langsam als möglich erkalten läſst, durch dieses langsamere Abkühlen sehr verbessert wird.

Die Ursache von der Sprödigkeit des schnell erkalteten Glases ist, daſs das Aeuſsere durch das Abkühlen sich schneller zusammenzieht, als das Innere; dadurch gerathen die kleinsten Theilchen des Glases in eine andere Stellung gegen einander, und werden dann durch die geringste Gewalt von einander getrennt, oder durch eine unvorsichtig schnelle Erwärmung oder Erkältung geneigt gemacht, ihre Lage gegen einander zu ändern. Man sieht dieſs an den sogenannten Glastropfen und Springkolben. Die ersteren sind Tropfen von geschmolzenem Glase, die man in kaltes Wasser fallen läſst, wobei sie einen langen dünnen Schweif bekommen, der zuerst ab-

kühlt. Auf das dickere Ende, welches langsamer erkaltet, kann man pochen u. s. w., ohne daſs es entzwei geht; bricht man aber die Spitze ab, so zerfällt der ganze Tropfen mit einem starken Knall zu Pulver. Springkolben sind gewöhnliche kleine Glaskolben mit dickem Boden, welche aber nicht in den Kühlofen gekommen sind. Ihre innere Oberfläche ist am langsamsten erkaltet, und hält den ganzen Kolben so zusammen, daſs er kleine Stöſse von auſsen, und das Auffallen runder, glatter Körper innerlich aushält; sobald man aber einen eckigen Körper, selbst einen ganz kleinen, z. B. ein kleines Splitterchen Feuerstein, hineinfallen läſst, so fällt der Boden heraus und der Kolben zerspringt entweder augenblicklich, oder eine kleine Weile nachher, in unzählige Stückchen, und zwar durch Aufhebung der Spannung, in welcher die äuſsere Oberfläche vorher erhalten wurde. Man kann sich dieses Verhalten durch die Vergleichung mit einem straff ausgespannten Stück Zeuch versinnlichen, welches der Spannung so lange widersteht, als es noch unverletzt ist, aber bei der kleinsten Ritze, den man mit einer Scheere oder einem Messer darein macht, zerreiſst.

Alkali und Kieselerde sind die Hauptbestandtheile des Glases. Natron giebt ein schöneres Glas, als Kali, macht es aber theurer. Ein Zusatz von Kochsalz dient meist dazu, dem Glase einen Zusatz von Natron zu geben, indem die Salzsäure sich theils mit dem Kali verbindet, theils während des Brennens von der Kieselerde ausgetrieben wird. Auf dieselbe Weise kann auch Glaubersalz dazu angewandt werden. Salpeter, Arsenik und Mangan setzt man deſshalb zu, um mittelst ihres Sauerstoffs solche brennbare Stoffe zu verbrennen, welche etwa in die Masse gekommen sein und dieselbe färben könnten. Das Bleioxyd macht das Glas leichter schmelzbar und daher gleichförmiger, und weniger blasig und streifig. Das grüne Glas hat seine Farbe von dem in der Asche enthaltenen Eisenoxyd. Sie wird vermindert durch einen passenden Zusatz von Braunstein, den man auch dem

weiſsen Glase zusetzt, um ihm allen Schein ins Grüne zu benehmen.

Zuweilen setzt man sogar einen geringen Antheil von in der Luft zerfallenem Kalke zu, weil die Glasmasse dadurch leichter schmelzbar wird; doch darf dieser Zusatz nicht $\frac{1}{20}$ von dem Gewichte der Masse übersteigen, weil sonst das Glas theils von Säuren angegriffen wird, theils die Tiegel durchfriſst. Schlechtes Glas, welches zuviel Alkali enthält, wird mit der Zeit trübe und verwittert auf der Oberfläche. Wenn man es erhitzt, wird es selbst noch unter der Siedehitze, auf der Oberfläche zerlegt und undurchsichtig.

Gutes Glas ist vollkommen durchsichtig. Sein specifisches Gewicht wechselt zwischen 2,3 und 4,0, nach Verhältniſs der darin enthaltenen Menge Bleioxyd. In der Glühhitze läſst es sich zu so feinen Fäden ziehen, daſs man sie kaum mit bloſsen Augen erkennen kann. Es ist elastisch und klingend, und wird, auſser von der Fluſssäure und von starken Laugen ätzender Alkalien, nur von wenigen Stoffen angegriffen. In höherer Temperatur wird es selbst von concentrirter Schwefelsäure und Phosphorsäure angegriffen, und durch langwieriges Kochen wird es sogar vom Wasser zerlegt, wie ich oben S. 274. schon erwähnt habe.

Ehe man Glas zum chemischen Gebrauche anwendet, muſs man es zuvor prüfen, welches am besten auf die Weise geschieht, daſs man einige Stunden lang ein Gemenge von Salpeter- und Salzsäure darin bis zur Trokkenheit einkocht, und dann das Glas auswäscht und trocknet. Wenn dann das Glas bei völliger Trockenheit keinen Fleck auf dem Boden hat, und folglich nicht angegriffen ist, so ist es gut. Bei Mineral-Analysen kann man kein Glas anwenden, welches nicht diese Probe ausgehalten hat; und solches ist (in Schweden) selten, weil man zur Bereitung desselben fast allgemein Potasche und keine Soda anwendet.

F l ü s s e nennt man gefärbte Glassorten, welche verschiedene Edelsteine nachahmen. Man bereitet sich dazu

erst eine helle Glasmasse, Straſs genannt, aus 2 Loth feingeriebenem Bergkrystall, 1 Loth geglühtem kohlensauren Natron, $\frac{3}{4}$ Loth gebranntem Borax und 30 Gran kohlensaurem Blei, die genau mit einander durchmengt, und nach $\frac{1}{4}$ stündigem gelinden Glühen in der stärksten Hitze, die man hervorzubringen vermag, geschmolzen werden. Läſst man den Ofen mit den eingesetzten Tiegeln langsam abkühlen, so springt die Glasmasse nicht. Aus diesem Glase, welches nachher wieder mit Metalloxyden zusammengeschmolzen wird, erhält man dann gefärbte Glasflüsse. Roth färbt man sie durch Goldpurpur und Kupferoxydul. Das letztere giebt ein sehr schönes rothes Glas, nur geht es leicht in Oxyd über und färbt dann das Glas grün. Durch einen geringen Zusatz von einem reducirenden Körper, z. B. von Eisenspähnen oder Lampenruſs, kann man es aber wieder roth erhalten. Gelb giebt das Antimonoxyd, besonders das verglaste. Eine Beimengung von Eisen färbt pomeranzengelb. Silberoxyd färbt das Glas ebenfalls gelb, wird aber leicht reducirt. Grün erhält man von Kupferoxyd. Ein paar Gran davon sind hinreichend, ein Loth Straſs zu färben. Auch der Nickel färbt grün, und am schönsten Chromoxyd. Blau giebt das Koboltoxyd; schwarz ein reichlicher Zusatz von Eisenoxydul (Hammerschlag); violet das Mangan. Durch Veränderung der Menge und durch mancherlei Vermischung dieser färbenden Stoffe kann man eine unendliche Verschiedenheit in den Farbenabänderungen dieser Flüsse hervorbringen.

Undurchsichtiges weiſses Glas, oder sogenanntes Beinglas oder Milchglas erhält man durch Zusammenschmelzen des Glases mit weiſsgebrannten Knochen; $\frac{1}{3}$ Knochenmehl macht dasselbe vollkommen weiſs und undurchsichtig.

Email oder Schmelz wird ein weiſses, undurchsichtiges Glas genannt, welches man auf folgende Weise bereitet. Man schmelzt unter der Muffel eines Probirofens 3 Theile reines Zinn und 10 Theile Blei zusammen und brennt es so lange, bis es in ein weiſses farbenloses Oxyd ver-

verwandelt ist. Dieses wird darauf mit 10 Theilen reiner Kieselerde, 2 Theilen kohlensaurem Kali und, auf jedes Pfund der Masse, mit 8 Gran Braunstein, zusammen geschmolzen. Mit dieser Masse überzieht man nachher Bleche von Gold oder Kupfer auf die Weise, daſs man dieselbe fein reibt, schlämmt, auf der Oberfläche der Metalle gleichförmig verbreitet und dann unter der Muffel des Probirofens darauf festbrennt; worauf sie abgeschliffen und polirt werden. Auf diese Weise werden die Emailzifferblätter auf unseren Uhren verfertigt *).

Zum Schlusse muſs ich noch die Veränderung des Glases erwähnen, die man, nach ihrem Entdekker, Réaumur'sches Porzellan nennt. Man erhält sie, wenn man Glas mit Gyps oder Sand umgiebt, in einen Ofen einsetzt, und darin lange glühend erhält, ohne es zu schmelzen. Es verliert dabei seine Durchsichtigkeit, bekommt eine unebene Oberfläche, widersteht dem Temperaturwechsel und äuſserer Gewalt kräftiger als vorher, ritzt das Glas, giebt Funken am Stahl und gleicht

*) Auf dieses Email kann man nachher mit eigenen Farben malen, die nach dem Trocknen eingebrannt werden. Purpur erhält man aus Goldpurpur, oder noch besser aus Knallgold, das mit 4 bis zu 20 Theilen feingeriebenem Email und ein wenig Salpeter und Borax zusammen gemengt wird. Roth erhält man aus Alaun und Eisenvitriol, die mit einander gemengt und so lange gebrannt werden, bis die Schwefelsäure ausgetrieben ist. 3 Theile Alaun und 1 Theil Vitriol geben Fleischfarbe, mehr Vitriol giebt ein dunkleres Roth. Eisenoxyd für sich, ohne Thonerde, würde zu einem grünlichen Glase schmelzen. Gelb erhält man von gleichen Theilen (oder anderen Verhältnissen) Spiesglanz und Bleioxyd, welche mit gleichen Theilen Alaun und Salmiak vermischt und so lange gebrannt werden, bis sie eine schöne gelbe Farbe annehmen. Auch giebt schwefelsaures und phosphorsaures Silber diese Farbe. Grün erhält man von Chrom- und Kupferoxyd; doch muſs letzteres mit einem schwerer schmelzbaren Emailpulver gemengt werden, weil es sonst ausläuft. Blau erhält man aus Kobalt und Violet vom Mangan. Alle diese Farben werden mit gepulvertem Email gemengt. Eisenoxyd und Kobaltoxyd geben schwarz; oder vielmehr ersteres eine so dunkelgrüne, und letzteres eine so dunkelblaue Farbe, daſs sie als schwarz erscheinen.

einigermaſsen dem Porzellan. Man glaubte lange, daſs das Glas bei dieser Behandlung einen groſsen Theil seines Alkali's verliere und das Zurückbleibende mehr Kieselerde enthalte; dieſs ist aber unrichtig. Die Zusammensetzung bleibt dieselbe; allein die kleinsten Theilchen des Glases ändern in dem erweichten Zustande, während des langen Glühens, ihre Lage gegen einander, und nehmen, ihrer Aggregationskraft folgend, ein krystallinisches Gefüge an. Réaumur's - Porzellan ist daher nichts anderes, als eine krystallinische Glasmasse.

Kieselerde und Kalk. Mörtel.

Wenn 3 Theile feiner Sand, 4 Theile grober Sand und 1 Theil frisch gelöschter Kalk mit etwas Wasser zu einem Brei gemengt werden, so erhärtet dieser nach einiger Zeit zu einer steinartigen Masse, womit beim Mauern die Steine verbunden werden. Dieses Erhärten rührt von der Verwandtschaft der Kieselerde zum Kalke her, der sich mit der Oberfläche der Sandkörner verbindet. Den besten Mörtel erhält man aus 3 Theilen feinem Sand, 3 Theilen gepulvertem Ziegelstein, 2 Theilen gelöschtem und 2 Theilen ungelöschtem Kalk, die mit der möglich geringsten Menge Wasser zusammengerührt werden. Ein Zusatz von Braunstein soll diesem Gemenge die Eigenschaft ertheilen, unter dem Wasser zu erhärten. Einen Mörtel, der im Wasser hart wird, erhält man auch, wenn man 4 Theile gemeinen blauen Thon, 6 Theile Braunstein und 90 Theile rohen Kalkstein erst zerstöſst, dann gut untereinander mengt und brennt, nachher aber mit 60 Theilen Sand und einer hinlänglichen Menge Wasser einrührt. Gemeiniglich benutzt man dazu einen vulkanischen Sand aus Italien, Puzzolanerde genannt, den man mit ungelöschtem Kalke zu Mörtel macht. Geglühter und gepulverter Basalt soll dieselben Dienste thun.

Kieselerde und Thonerde. Porzellan. Fayence. Steingut.

Aus reiner Kieselerde und reiner Thonerde, die mit Wasser und ein wenig schwefelsaurem Kalk oder Feldspath zu einer bildsamen Masse zusammen gemengt werden, erhält man durch Brennen Porzellan. Es war schon vor langer Zeit bekannt, die Bereitung desselben war aber ein Geheimniſs der Chinesen. In Deutschland wurde es erst i. J. 1706 von Böttcher entdeckt, und dann durch Réaumur, Tschirnhausen u. a. genauer bekannt.

Das Porzellan wird aus einer reinen, farbenlosen, Kieselerde haltigen Thonart und aus fein gepulvertem Quarz bereitet, die mit etwas Gyps oder Feldspath, oder mit beiden zugleich, vermengt werden. Die Masse wird dann mit Wasser eingerührt und längere Zeit sich selbst überlassen. Man sucht sie gern mehrere Jahre lang so aufzubewahren, weil während dessen die Einwirkung des Wassers wahrscheinlich den Zusammenhang zwischen den kleinsten Theilchen vermindert und dadurch bewirkt, daſs sie sich feiner zertheilen und vollkommener mengen. Hierauf wird die Masse geformt und gelinde gebrannt, welches man Verglühen nennt. Das verglühte Porzellan wird dann auf die Weise glasirt, daſs man es mit einer fein gemahlenen Masse von Feldspath, (der früherhin zuweilen mit etwas Gyps gemengt wurde, jetzt aber an den meisten Orten allein dazu benutzt wird) überzieht und von neuem brennt. Die Kieselerde und Thonerde sind in diesem Gemenge unschmelzbar, werden aber mit Gyps oder Feldspath gemengt, damit die sonst erdartige Masse sich mit einem geschmolzenen, halbverglasten Körper durchziehe, wovon das Porzellan seine Durchscheinenheit bekommt. Durch dieses Brennen schmilzt die Glasur mit dem halbverglasten Porzellan zusammen, so daſs nachher beim Zerschlagen desselben keine scharfe Grenze zwischen der glasigen Oberfläche und dem Innern sichtbar ist. Dieſs nennt man ächtes Por-

zellan und erkennt es an seiner Durchscheinenheit. Es hält einen bedeutenden Temperaturwechsel aus, ohne zu zerspringen. Man pflegt es auf mannichfache Weise zu mahlen, was auf dieselbe Weise wie beim Emailmahlen geschieht.

Fayence oder unächtes Porzellan wird aus Pfeifenthon und Kieselerde gemacht. Es ist völlig undurchsichtig und giebt eine poröse Masse, welche durch das Glasiren ihre Dichtigkeit bekommt. Die Glasur wird aus Glas gemacht, welches aus 1 Theil feinem Sand, 2 Theilen Bleiglätte, $\frac{3}{4}$ Potasche und $\frac{1}{5}$ des ganzen Massengewichts Zinnasche besteht. Schlägt man dieses Porzellan entzwei, so liegt die Glasur wie ein Blatt auf der Oberfläche auf. Wedgewood's Steinporzellan hält das Mittel zwischen ächtem und unächtem Porzellan.

Steingut wird aus gemeinem Thon mit beigemengtem Quarzmehl verfertiget. Es ist ein gröberes Fayence, welches vom beigemengten Eisenoxyd roth oder röthlichgelb gefärbt ist. Man glasirt es mit Kochsalz, das in den Ofen geworfen wird und sich in Dämpfen an die Waare anlegt, wobei auf deren Oberfläche das Natron mit der Erde verglast, und die Salzsäure entweicht. Auch wird es mit Thon und Bleioxyd glasirt, die man schlämmt und mit Wasser zusammenrührt, und worin man darauf das Gefäſs eintaucht. Dieses saugt dabei das Wasser ein, und das Pulver setzt sich auf der Oberfläche der Waare an und schmilzt beim Brennen zu Glas. Wenn diese Glasur richtig gemacht und gut eingebrannt wird, so ist das Blei darin völlig unlöslich und kann daher niemals die befürchteten Nachtheile hervorbringen, über die man so viel geschrieben hat. Man hat versucht, bessere Glasurmassen zu erfinden, die kein Blei enthielten; diese Versuche haben aber bis jetzt alle keinen günstigen Erfolg gehabt.

Dachziegel oder Ziegelsteine werden aus gemeinem Thone verfertiget, welcher fein gestampft, mit Sand gemengt, geformt und gebrannt wird. Die kleinsten Theilchen werden mit der Zeit durch die Feuchtig-

keit der Atmosphäre von einander getrennt und der Stein zerfällt nach einer gewissen Reihe von Jahren, wenn er nicht durch eine Glasur oder durch Mörtel vor dem Zutritte der Luft verwahrt wird.

Säuren.

Ich habe im Vorhergehenden gezeigt, daſs verschiedene Körper, wenn sie sich bis zur vollen Sättigung mit Sauerstoff verbinden, einen sauren Geschmack annehmen und dann Säuren genannt werden. Der Körper, welcher in Verbindung mit Sauerstoff die Säure bildet, heiſst das Radikal derselben.

Die Säuren zeichnen sich auſserdem durch die Eigenschaft aus, daſs sie die meisten blauen Pflanzenfarben, z. B. Ackeley, Veilchen, Lakmus, Blaukohl u. s. w. in Roth umändern, und mit den Alkalien, Erdarten und Metalloxyden sich zu eigenen Salzen verbinden.

Man theilt sie in zwei Klassen. Die erste derselben faſst diejenigen Säuren in sich, die aus Sauerstoff und einem einfachen und unzerlegten Körper bestehen. Diese Säuren enthalten sämmtlich ihre Benennung von demjenigen Körper, der ihre Basis ausmacht; so nennt man z. B. die Säure aus Schwefel und Sauerstoff, Schwefelsäure, die Säure aus Chrommetall und Sauerstoff, Chromsäure. Diese Säuren sind: Schwefelsäure, Salpetersäure, (eigentlich Stickstoffsäure), Phosphorsäure, Boraxsäure, Kohlensäure, Selensäure, Arseniksäure, Chromsäure, Wolframsäure, Molybdänsäure u. m. a. Die fünf letztern haben ein Metall zur Basis. Auch rechne ich hierher; Salzsäure, Jodsäure und Fluſssäure, welche jedoch noch nicht haben zerlegt, oder deren Radikal noch nicht hat ausgeschieden werden können, deren saure Eigenschaften man daher auf zweierlei Weise erklären kann, wie ich unten näher auseinandersetzen werde. Die

Säuren dieser Klasse belegt man auch mit dem allgemeinen Namen Mineralsäuren.

Die zweite Klasse umfaſst diejenigen Säuren, deren Basis zusammengesetzt ist und aus zwei oder mehreren einfachen Stoffen besteht. Diese Säuren werden gröſstentheils in organischen Körpern, d. h. in Thieren und Pflanzen, erzeugt, aus welchen man sie nachher auszieht. Ein Theil von ihnen wird durch andere Säuren, oder durch Einwirkung des Feuers auf thierische und Pflanzenstoffe gebildet, und sie bekommen ihren Namen von den Körpern, aus welchen man sie gewöhnlich erhält. Diese Säuren sind: die Essigsäure, Kleesäure, Weinsteinsäure, Citronensäure, Aepfelsäure, Benzoësäure, Gallussäure, Schleimsäure, Korksäure, Bernsteinsäure, Honigsteinsäure, Urinsäure, Ameisensäure, Milchsäure, Kamphersäure, u. s. w. Auch rechnet man zu dieser Klasse verschiedene andere Säuren, deren Eigenschaften noch nicht gehörig untersucht sind, um bestimmen zu können, ob sie nicht Gemische von zwei oder mehreren der vorigen Säuren, oder durch fremdartige Stoffe unkenntlich gemacht sind; dahin gehören die Lacksäure, Seidenwurmsäure u. s. w.

Man hat auſserdem noch eine dritte Klasse von Säuren, welche keinen Sauerstoff enthalten, und deren es wenigere giebt, nämlich das oben beschriebene Schwefel-Wasserstoffgas, welches, als Säure, den Namen: Hydrothionsäure erhalten hat, der Selenwasserstoff und Tellur-Wasserstoff, die Blausäure und die Schwefel-Blausäure. Zu dieser Klasse hat man in neueren Zeiten auch die Salzsäure, die Jodsäure und die Fluſssäure zu rechnen angefangen.

Ich habe schon früher bemerkt, daſs verschiedene einfache Körper sich in verschiedenen Proportionen mit dem Sauerstoffe zu Säuren von ungleichem Verhalten verbinden können. Diejenigen, welche unvollkommen mit Sauerstoff gesättiget sind, und dessen ungeachtet Eigenschaften einer Säure besitzen, haben eine weit schwächere Verwandtschaft zu den Alkalien, Erden und Metallen, als die mit Sauerstoff vollständig gesättigten. Wir kennen

davon die schweflichte, die salpetrichte, die phosphorichte, die arsenichte, die molybdänichte und die antimonichte Säure. Die Entdeckungen der neuesten Zeit haben noch einige andere Säuerungsstufen hinzugefügt, welche die Eigenschaften der Säuren besitzen; wie diefs beim Schwefel und Phosphor der Fall ist.

Eine andere Erscheinung ist die, dafs eine sonst vollkommene Säure sich noch mit mehr Sauerstoff verbinden und diesen schwach an sich behalten kann, dadurch aber an ihren Eigenschaften als Säure und in ihren Verwandtschaften zu den Alkalien, Erden und Metalloxyden bedeutend geschwächt wird. Eine solche Säure nennt man oxydirt oder überoxydirt. Wir kennen davon bis jetzt nur zwei Beispiele, die oxydirte und überoxydirte Salzsäure und die oxydirte Jodsäure.

I. Säuren mit einfachen Radikalen.

1. Schwefelsäure.

Diese Säure, welche wegen ihrer starken Verwandtschaften, worin sie mit höchst wenigen Ausnahmen alle übrigen Säuren übertrifft, und wegen ihrer ausgebreiteten Anwendung in Fabriken und Künsten, merkwürdig ist, erhält man theils durch die Verbrennung von gemeinem Stangenschwefel, theils durch Destillation des schwefelsauren Eisens. Auf die erste Weise wird sie in England, Frankreich, Deutschland und Schweden bereitet. Man mengt den Schwefel mit $\frac{1}{8}$ bis $\frac{1}{10}$ Salpeter, und verbrennt das Gemenge in einem grofsen verschlossenen Raume, dessen innere Wände gut mit Bleiplatten belegt sind, und worin man einige Zoll hoch Wasser auf den Boden giefst. Der angezundete Schwefel verbrennt zum Theil auf Kosten des Salpeters, weshalb mit der schweflichten Säure auch zugleich gasförmiges Stickstoffoxyd entwickelt wird. Derjenige Theil des Schwefels, welcher auf Kosten des Salpeters zu Schwefelsäure verbrennt, verbindet sich mit dem Kali desselben und geht dadurch für den Fabrikanten

verloren. Die während des Brennens entwickelte schweflichte Säure wird dadurch in Schwefelsäure verwandelt, daſs sich das Stickstoff-Oxydgas mit dem Sauerstoff der atmosphärischen Luft zu salpetrichter Säure verbindet und durch die Feuchtigkeit derselben verdichtet wird, wobei das schweflichtsaure Gas die auf diese Weise gebildete dampfförmige salpetrichte Säure zerlegt und sich des Wassers derselben bemächtiget. Ohne Zutritt des Stickstoffoxyds bildet sich keine Schwefelsäure, denn der Schwefel kann durch das Verbrennen nur bis zur schweflichten Säure oxydirt werden, und Schwefelsäure kann sich anders nicht bilden, wenn sie sich nicht im Augenblicke ihrer Erzeugung mit einer gewissen Menge Wasser verbinden kann. Die neugebildete dampfförmige Säure condensirt sich an den Bleiwänden und rinnt an ihnen herab in das Wasser, welches, sobald es bis zu einem gewissen Grade sauer ist, zuerst in einem bleiernen Kessel und dann in groſsen Glaskolben oder in Platintiegeln eingekocht wird, bis das Wasser und die gewöhnlich beigemengte schweflichte Säure verjagt sind; die concentrirte Säure bleibt dann, als weit minder flüchtig, im Kolben zurück. Die auf diese Weise bereitete Schwefelsäure pflegt man gewöhnlich englische Schwefelsäure zu nennen, weil deren Bereitung in England erfunden und im Groſsen dort zuerst ausgeführt wurde.

Durch Destillation von schwefelsaurem Eisen (Eisenvitriol) wird sie an einigen Orten Deutschlands bereitet. Der Eisenvitriol wird erst in offenen Gefäſsen gebrannt, theils um sein Krystallisationswasser zu verjagen, theils das oxydirte Eisen aus dem Oxydul in das Oxyd zu verwandeln, weil das letztere nachher die Schwefelsäure fahren läſst. Man bringt hierauf den gebrannten Vitriol in Retorten oder dicke Röhren von Steingut und brennt ihn bei hoher Temperatur so lange, als noch etwas Säure übergeht. Die Schwefelsäure wird in groſsen gläsernen Vorlagen aufgefangen. Auf diese Weise wird sie meist im sächsischen Erzgebirge, so wie zu Nordhausen und Goslar bereitet, daher man sie auch sächsische

und nordhäuser Schwefelsäure nennt. Sonst nannte man sie auch Vitriolsäure, wegen ihrer Bereitung aus Vitriol. Die nordhäuser Schwefelsäure hat eine bräunliche Farbe und raucht in freier Luft. Dieser Rauch entsteht von der beigemengten flüchtigeren Schwefelsäure, die sonst von Manchen als weniger oxydirt, von Anderen aber für überoxydirt gehalten wurde.

Dieser rauchende Stoff kann von der nordhäuser Schwefelsäure entfernt werden, wenn man sie in einer Retorte mit einer getrockneten und gut lutirten Vorlage, welche durch eine Umfütterung von Eis stets kalt erhalten wird, bei gelinder Wärme destillirt. Sammelt man das, was zuerst übergeht, besonders auf, so erhält man eine weiſse, krystallinische, asbestähnliche Masse, die trocken, zäh und schwer zu zerschneiden ist, und sehr stark in der Luft raucht. Bei + 18° bis 20° kommt sie ins Kochen und verwandelt sich in ein klares Gas, das, wenn es in die Luft kömmt, in einen dicken, undurchsichtigen, nach dampfförmiger Schwefelsäure riechenden Rauch verwandelt wird. Erhitzt man ein Stück Lakmuspapier, bis alle demselben anhängende Feuchtigkeit vertrieben ist, und bringt es dann mit diesem Körper, in fester oder Gasgestalt, in Berührung, so wird es nicht geröthet; in seinem gewöhnlichen Zustande aber, wo es noch Feuchtigkeit enthält, wird es stark davon geröthet. Nachdem dieser Körper längst bekannt war, ohne daſs man ausmitteln konnte, was es eigentlich sei, entdeckte Vogel in Bayreuth, daſs er in Verbindung mit Wasser gewöhnliche Schwefelsäure giebt, und mit Kalk, Baryt und anderen Oxyden ganz dieselben Salze hervorbringt, wie die früher gekannte Schwefelsäure. Durch Vogels Versuch hat man gefunden, daſs der in der nordhäuser Schwefelsäure befindliche rauchende Stoff Schwefelsäure auſser dem Zustande irgend einer Verbindung, d. h. in isolirter Gestalt und absolut rein, ist, und daſs sie sich von gemeiner Schwefelsäure nur dadurch unterscheidet, daſs letztere einen Antheil chemisch gebundenen Wassers enthält, welches nicht anders, als durch Zusatz eines an-

deren oxydirten Körpers, daraus entfernt werden kann, zu welchem die Säure eine stärkere Verwandtschaft, als zum Wasser hat. Die wasserfreie Schwefelsäure zieht das Wasser sehr stark an sich und verwandelt sich damit in gemeine Schwefelsäure. Dabei entsteht eine solche Hitze, daſs, wenn die Mischung in etwas bedeutender Menge und in richtig abgemessenen Verhältnissen gemacht wird, Feuer dabei ausbricht und die Masse mit einer Explosion umhergeschleudert wird.

Wasserfreie Schwefelsäure wird vom Phosphor mit groſser Heftigkeit und unter Erscheinung von Feuer zerlegt; dabei entwickelt sich schweflichte Säure und es bleibt eine chemische Verbindung von wasserfreier Schwefelsäure und wasserfreier Phosphorsäure zurück.

Setzt man der wasserfreien Säure Schwefel zu, so wird sie zerlegt, der Schwefel oxydirt, zuerst braun, dann röthlichbraun, und endlich blaſsgrün; zugleich entwickelt sich nach und nach gasförmige schweflichte Säure. Wird der blaſsgrünen Masse mehr wasserfreie Säure zugesetzt, so wird sie zu einer indigblauen Flüssigkeit aufgelöst, die in der Luft raucht, aus welcher aber die überschüssige Säure bei gelinder Hitze abdestillirt werden kann. Die braune und die grüne Masse, welche durch Einwirkung der Schwefelsäure auf den Schwefel erzeugt werden, sind noch nicht näher untersucht; aller Wahrscheinlichkeit nach sind es aber zwei Oxyde des Schwefels, die weniger Sauerstoff als die unterschweflichte Säure enthalten, und die mit der wasserfreien Säure Verbindungen eingehen können.

Wenn die Destillation der nordhäuser Schwefelsäure, nachdem das zuerst Uebergegangene weggenommen ist, weiter fortgesetzt wird, so geht ein zweiter Stoff über, welcher sich von dem Vorigen dadurch unterscheidet, daſs er nicht asbestähnlich ist, auch nicht raucht, sondern eisähnliche, durchsichtige Krystalle bildet. Er wird auch in groſser Menge erhalten, wenn man gelinde geglühtes saures schwefelsaures Kali oder Natron in einer Porzellanretorte destillirt, so lange als nur etwas übergehet.

Die Vorlage mufs kalt gehalten werden. Dieser Körper ist eine Verbindung von Schwefelsäure mit einem geringeren Antheile Wasser, als in der gemeinen Säure, und hat den Namen: eisartige Schwefelsäure, (*oleum vitrioli glaciale*) erhalten.

Sobald sich die wasserfreie Säure mit einer gewissen Menge Wasser verbunden hat, kann dieses Wasser nicht mehr so daraus entfernt werden, dafs die Säure wieder rein, isolirt und in fester Gestalt hergestellt wird. Das Wasser ist eben so geneigt, sich mit starken Säuren, als mit Alkalien und Erden zu verbinden, und so wie die Verbindung des Wassers mit den letztern eine Art von Salz ist, in welchem das Wasser die Stelle der Säure vertritt: so sind auch die Verbindungen der Säuren mit Wasser eine Art Salz, worin aber das Wasser die Stelle eines Alkali's oder einer Erde einnimmt. Diese Verbindungen können indessen nicht Hydrate genannt werden, weil dieser Name, nach den Grundsätzen der Nomenklatur, nur auf solche Verbindungen pafst, wo das Wasser die Rolle einer Säure spielt, und wir werden die Vereinigungen der Säuren mit einer gewissen Menge Wasser, welche bei der Säure die Stelle eines Alkali's etc. ersetzt, so lange wasserhaltige Säuren nennen, bis eine passende Benennung für sie ausgemittelt ist.

Man ist erst ganz neuerlich auf diese Verbindungen der Säuren mit dem Wasser aufmerksam geworden, und hielt vorher alle Säuren für wasserfrei, weil man durch Concentration kein Wasser weiter aus ihnen absondern konnte. Indessen entstand aus diesem Mifsgriffe weiter keine bedeutende Irrung, weil das Wasser einer von denjenigen Körpern ist, welche die Säuren am leichtesten fahren lassen, und daher die Eigenschaften derselben, die sie als Säuren besitzen, nicht vermindern, indem sie solche gegen alle Körper fort äufsern, welche das Wasser auszutreiben vermögen. Dessen ungeachtet zeigen sich zwischen den Merkmalen der reinen, isolirten, und der wasserhaltigen Säuren oft sehr wesentliche Unterschiede, sowohl in Ansehung der äufseren physischen Eigenschaf-

ten, als auch bei mehreren in Hinsicht ihres chemischen Verhaltens. Im Allgemeinen hat man gefunden, daſs wasserfreie Säuren auf trockne blaue Pflanzenfarben nicht wirken, ehe sie nicht etwas Wasser aufgenommen haben, und daſs sie sich langsamer mit anderen Körpern verbinden, als wenn sie wasserhaltig sind; so daſs man beinahe sagen könnte, das Wasser sei das Medium, durch welches ihre ursprünglichen Eigenschaften erweckt und wirksam werden. Wir kennen indessen nur erst sehr wenige Säuren in ihrem reinen, wasserfreien Zustande, da wir mehrere derselben nicht auſser Verbindung mit anderen Körpern darzustellen vermögen. Die Vereinigung dieser Säuren mit Wasser ist daher der Zustand, in welchem wir sie als Säuren kennen, und den wir früher, aus Unbekanntschaft mit dem Angeführten, für ihren freien und ungebundenen Zustand hielten.

Daſs bei Bereitung der nordhäuser Schwefelsäure ein Antheil wasserfreier Säure mit der wasserhaltigen verbunden bleibt, kommt daher, daſs der Vitriol durch das vorausgehende Brennen in freier Luft einen groſsen Theil seines Krystallwassers verliert, und daſs das, was davon zurückbleibt, nicht hinlänglich ist, die bei der Destillation ausgetriebene Säure in wasserhaltige zu verwandeln; wodurch ein Theil wasserfreie Säure gebildet wird, und mit der wasserhaltigen übergeht. Sonst pflegt es mehrentheils zu geschehen, daſs bei allen Gelegenheiten, wo wasserfreie Schwefelsäure durch Hitze ausgetrieben wird, dieselbe zerlegt und schweflichtsaures Gas nebst Sauerstoffgas gebildet wird, und zwar in solchem Verhältnisse, daſs das Volumen des erstern genau das Doppelte vom letztern beträgt. Daſs aber die durch Verbrennen von Schwefel gebildete Säure wasserhaltig sein müsse, ergiebt sich schon aus der Art ihrer Bereitung, wobei man die Säure mit vielem Wasser verdünnt erhält und sie durch Kochen erst concentriren muſs.

Wenn die Schwefelsäure bei fortgesetzter Erhitzung kein Wasser mehr giebt, so bleibt die wasserhaltige Säure mit dem Minimum des Wassergehalts zurück. Das speci-

fische Gewicht derselben beträgt dann 1,857 und sie enthält 18,5 bis 19 Prozent Wasser. Mischt man die Säure mit mehrerem Wasser, so verbindet sie sich damit unter starker Wärme-Entwickelung; allein dieses Wasser kann durch Kochen wieder ausgetrieben werden und bildet gleichsam das Krystallwasser der Säure, weil dieselbe, nach Zusetzung einer gewissen Menge Wasser, die Eigenschaft erlangt, in Krystallen anzuschieſsen. Mischt man 100 Theile Schwefelsäure von 1,851 specifischem Gewicht mit 18,5 Theilen Wasser, d. h. mit eben soviel, als sie vorher schon enthielt, so wird ihr specifisches Gewicht 1,78, und wenn man sie bis + 4° abkühlt, so erstarret sie ganz und gar zu einer krystallinischen Masse, die bei allen Temperaturen unter + 4° ihre feste Gestalt behält. Setzt man mehr Wasser zu, jedoch nicht soviel, daſs es 37 Theile auf 100 Theilen Säure beträgt, so setzt sich die Säure bei + 4° nur zum Theil in Krystallen an, das übrige aber bleibt flüssig. Wenn man endlich 37 Prozent oder mehr Wasser zugieſst, so wird ein hoher Grad von Kälte zum Krystallisiren der Säure erfordert. Der krystallisirende Theil ist also wasserhaltige Säure mit Krystallisationswasser, welches der Menge nach so viel beträgt, als das Wasser, welches statt eines Alkali's mit der wasserhaltigen Säure verbunden ist.

Die Schwefelsäure von 1,85 specifischem Gewicht ist eine klare, farbenlose, ölartige Flüssigkeit, die man ehedem Vitriolöl und Vitriolsäure nannte. Sie gehört zu den wenigst flüchtigen Flüssigkeiten, und kocht erst bei + 326°. Dabei ist jedoch zu bemerken, daſs eine wasserhaltigere Säure, d. h. die ein geringeres specifisches Gewicht besitzt, bei einer um so niedrigeren Temperatur kocht, je mehr sie Wasser enthält, und daſs dabei nur Wasserdämpfe entweichen, während beim Kochen der concentrirten Säure diese selbst in Dämpfen aufsteigt. Das beim Kochen gebildete Gas verdichtet sich leicht zu einem dicken, weiſsen und schweren Rauche, welcher sauer riecht und leicht zum Husten reizt. Die nordhäuser rauchende Säure erstarrt bei — 12° zu einer, aus

kleinen Krystallnadeln zusammengesetzten Masse. Die gewöhnliche wasserhaltige Säure erstarrt erst bei — 34° und bildet dann oft regelmäſsige, plattgedrückte sechsseitige Prismen.

Die Schwefelsäure hat eine starke Verwandtschaft zum Wasser, so daſs sie, in schlecht verschlossenen Gefäſsen aufbewahrt, die Feuchtigkeit aus der Luft an sich zieht, und dabei an Gewicht und Umfang zunimmt, aber auch zugleich verdünnt wird. Mischt man dieselbe mit Wasser, so entsteht Wärme, und zwar in einem solchen Grade, daſs die Vermischung mit einer gewissen Vorsichtigkeit gemacht werden muſs, wenn nicht die Flüssigkeit zum Theil mit Explosion umhergeschleudert, oder das Gefäſs, wenn es von Glas ist, zersprengt werden soll. Man muſs daher nicht das Wasser zur Säure, sondern diese zum Wasser gieſsen. Am besten geschieht dieſs, wenn man das Wasser in eine wirbelnde Bewegung versetzt, und dann die Säure in einem dünnen Strahle mitten in den Wirbel hineingieſst, damit die Vereinigung der Säure mit dem Wasser nicht am Glase selbst, sondern mitten in der Flüssigkeit vor sich geht, auch die concentrirte Säure keine Zeit behält, zu Boden zu sinken. Sonst pflegt man auch dem Wasser kleinere Quantitäten Schwefelsäure auf einmal zuzusetzen und das Gemenge jedesmal eine Weile umzuschütteln.

Mischt man 1 Theil Schnee mit 4 Theilen concentrirter Schwefelsäure von 0°, so wird die Temperatur der Mischung + 100°. Läſst man diese nachher bis auf 0° erkalten, und mengt sie dann mit dreimal so viel Schnee; so entstehen 20° bis 25° Kälte. Die Ursache davon ist, daſs die Säure zuerst Wasser chemisch, als Krystallwasser, bindet, und daſs dabei, wie bei allen chemischen Verbindungen, eine Quantität Wärmestoff entwickelt wird, daſs aber nachher, wenn der erkalteten Säure noch mehr Schnee zugesetzt wird, dieser von der flüssigen Säure aufgelöst wird, und von ihr Wärme aufnimmt, um ebenfalls flüssig zu werden, ganz so, wie es

der Fall ist, wenn Salze durch Lösung im Wasser geschmolzen werden.

Bei Mischung der Schwefelsäure mit Wasser wird das Volumen des Gemisches, nach dem Abkühlen, kleiner als das Volumen von beiden zusammengenommen vorher war. Gleiche Theile Säure und Wasser, gemischt und zu ihrer ursprünglichen Temperatur abgekühlt, verlieren $\frac{29}{1000}$ oder ziemlich 3 Prozent von ihrem ersten Volumen. Man schrieb diesem Zusammenziehen anfänglich die Wärmeentwickelung beim Zusammenmengen der Säure und des Wassers zu; auch läſst sich nicht läugnen, daſs dasselbe zur Erhöhung der Temperatur etwas beitragen mag. Indessen hat die Erfahrung nachher bewiesen, daſs es eigentlich von der chemischen Vereinigung der wasserhaltigen Säure mit einem neuen Antheile Wasser herrühre, und man hat nachher gefunden, daſs es Flüssigkeiten giebt, die beim Zusammenmischen Wärme entwickeln, ungeachtet das Gemische nachher bei gehöriger Abkühlung ein gröſseres Volumen einnimmt, als die gemengten Flüssigkeiten vor der Vermischung einnahmen, wie z. B. Weingeist und Wasser, wenn sie in gewissen Verhältnissen gemischt werden.

Folgende von Dalton gelieferte Tabelle zeigt, wieviel reine Schwefelsäure in verdünnter Schwefelsäure von verschiedenem specifischen Gewichte enthalten ist. Die dritte Colonne giebt den Siedepunkt des Gemenges in Fahrenheitschen Graden an, die ich, um Brüche zu vermeiden, nicht reducirt habe.

Spec. Gew.	Prozent d. Säure.	Siedep. Fahrenheit.	Spec. Gew.	Prozent d. Säure.	Siedep. Fahrenheit.
1,850	81	620°	1,833	74	515
1,849	80	605	1,827	73	501
1,848	79	590	1,819	72	487
1,847	78	575	1,810	71	473
1,845	77	560	1,801	70	460
1,842	76	545	1,791	69	447
1,838	75	530	1,780	68	435

Spec. Gew.	Prozent d. Säure.	Siedep. Fahrenheit.	Spec. Gew.	Prozent d. Säure.	Siedep. Fahrenheit.
1,769	67	422	1,670	60	360
1,757	66	410	1,650	58,6	350
1,744	65	400	1,520	50	290
1,730	64	391	1,408	40	260
1,715	63	382	1,300	30	240
1,699	62	374	1,200	20	224
1,684	61	367	1,100	10	218

Dalton merkt dabei an, daſs der Unterschied in dem specifischen Gewichte zwischen der 81 und 68 prozentigen Säure zu gering ist, um die Prozente der wasserfreien Säure mit voller Sicherheit bestimmen zu können, und daſs es daher zuverlässiger ist, entweder den Siedepunkt zu beobachten, oder zu untersuchen, wieviel Wasser erfordert wird, die Säure bis zu dem specifischen Gewichte von 1,78 zu verdünnen.

Ueber den Gehalt der gemeinen Schwefelsäure an wasserhaltiger und wasserfreier Säure bei verschiedenen specifischen Gewichten hat neuerlich Ure folgende glaubwürdige Tabelle geliefert.

Wasserhaltige Säure.	Spec. Gew.	Wasserfreie Säure.	Wasserhaltige Säure.	Spec. Gew.	Wasserfreie Säure.
100	1,8485	81,54	85	1,7673	69,31
99	1,8475	80,72	84	1,7570	68,49
98	1,8460	79,90	83	1,7465	67,68
97	1,8439	79,09	82	1,7360	66,86
96	1,8410	78,28	81	1,7245	66,05
95	1,8376	77,40	80	1,7120	65,23
94	1,8336	76,65	79	1,6993	64,42
93	1,8290	75,83	78	1,6870	63,60
92	1,8233	75,02	77	1,6750	62,78
91	1,8179	74,20	76	1,6630	61,97
90	1,8115	73,39	75	1,6520	61,15
89	1,8043	72,57	74	1,6415	60,34
88	1,7962	71,75	73	1,6321	59,52
87	1,7870	70,94	72	1,6204	58,71
86	1,7774	70,12	71	1,6090	57,89

Was-

Wasserhaltige Säure.	Spec. Gew.	Wasserfreie Säure.	Wasserhaltige Säure.	Spec. Gew.	Wasserfreie Säure.
70	1,5975	57,08	35	1,2572	28,54
69	1,5868	56,26	34	1,2490	27,72
68	1,5760	55,45	33	1,2409	26,91
67	1,5648	54,63	32	1,2334	26,09
66	1,5503	53,82	31	1,2260	25,28
65	1,5390	53,00	30	1,2184	24,46
64	1,5280	52,18	29	1,2108	23,65
63	1,5170	51,37	28	1,2032	22,83
62	1,5066	50,55	27	1,1956	22,01
61	1,4960	49,74	26	1,1876	21,20
60	1,4860	48,92	25	1,1792	20,38
59	1,4060	48,11	24	1,1706	19,57
58	1,4660	47,29	23	1,1626	18,75
57	1,4560	46,58	22	1,1549	17,94
56	1,4460	45,66	21	1,1480	17,12
55	1,4360	44,85	20	1,1410	16,31
54	1,4265	44,03	19	1,1330	15,49
53	1,4170	43,22	18	1,1246	14,68
52	1,4073	42,40	17	1,1165	13,86
51	1,3977	41,58	16	1,1090	13,05
50	1,3884	40,77	15	1,1019	12,23
49	1,3788	39,95	14	1,0953	11,41
48	1,3697	39,14	13	1,0887	10,60
47	1,3612	38,32	12	1,0809	9,78
46	1,3530	37,51	11	1,0743	8,97
45	1,3440	36,69	10	1,0682	8,15
44	1,3345	35,88	9	1,0614	7,34
43	1,3255	35,06	8	1,0544	6,52
42	1,3165	34,25	7	1,0477	5,71
41	1,3080	33,43	6	1,0405	4,89
40	1,2999	32,61	5	1,0336	4,08
39	1,2913	31,80	4	1,0268	3,26
38	1,2826	30,98	3	1,0206	2,446
37	1,2740	30,17	2	1,0140	1,63
36	1,2654	29,35	1	1,0074	0,8154

Diese Tabelle ist auf die Temperatur von + $25\frac{1}{2}$° berechnet, und Ure dringt darauf, die Temperatur bei Wägung der Säure genau zu beobachten, weil 6 Grade das specifische Gewicht derselben um 0,005 verändern und concentrirte Säure, die bei + $15\frac{1}{2}$° Graden 1,848 wiegt, bei + 100° nur noch ein specifisches Gewicht von 1,772 hat. Die Schwefelsäure condensirt das Wasser, womit sie gemengt ist, d. h. sie vermindert dessen Volumen am stärksten, bis ihr specifisches Gewicht 1,6321 wird, wo sie 59,52 Prozent Säure enthält und der Sauerstoff der Säure und des Wassers sich gleich ist.

Die Schwefelsäure wird in einer eigenen Art großser Flaschen verführt, welche Dame-Jeanne's heifsen und in Körbe eingefüttert sind. Sie sind mit Pfropfen von Steingut verschlossen, die mit geschmolzenem Schwefel umgossen und darüber mit Leder zugebunden sind.

Die Schwefelsäure löst auf und zerstört, besonders bei höherer Temperatur, alle brennbare zusammengesetzte Körper. Sie wird von allen Körpern, welche Kohle in ihrer Zusammensetzung enthalten, selbst in der Kälte, geschwärzt, so dafs hineinfallender Staub, Stückchen von Kork u. s. w. sie, nach Verhältnifs der Menge, gelb, braun oder schwarz färben. Wird die geschwärzte Säure erhitzt, so zersetzt sie sich, indem die darin befindliche Kohle zu Kohlensäure oxydirt, die Säure aber in schweflichte Säure verwandelt wird, welche mit der Kohlensäure in Gasgestalt entweicht. Ist der brennbare Körper auf Kosten der Säure völlig zerlegt und die Kohle oxydirt, so wird die Säure wieder klar und farbenlos. Man kann daher eine geschwärzte Säure durch Kochen völlig farbenlos und wasserhell machen. Die Ursache von der Schwärzung der Säure ist, dafs, wenn ein Körper hineinfällt, der aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff, den gewöhnlichen Bestandtheilen der organischen Natur, besteht, der Wasserstoff und Sauerstoff sich zu Was-

ser verbinden, und die Säure verdünnen, ein anderer Theil davon aber sich theils in eine Art Zucker, der mit dem Zucker in den Weintrauben und im Honig gleichartig ist, theils in Essigsäure verwandelt, und der Rückstand, welcher nun kohlenhaltiger als vorher geworden ist, die Säure schwärzt. Verdünnt man die geschwärzte Säure mit Wasser, so fällt die Kohle mit einem sehr geringen Antheile Wasserstoff als schwarzes Pulver zu Boden. Erhitzt man sie hingegen, so wird die Kohle oxydirt und die Säure zerlegt. — Dieser Umstand macht, daſs die Schwefelsäure nur in Glasgefäſsen mit gut eingeschliffenen gläsernen Pfropfen aufbewahrt werden kann.

Die im Handel vorkommende Schwefelsäure, sowohl englische, als sächsische, ist immer unrein. Jene enthält nämlich etwas schwefelsaures Kali und mehr oder weniger schwefelsaures Blei, die letztere aber Gyps und schwefelsaures Eisen. Von diesen Stoffen muſs die Säure durch Destillation befreit werden. Dieſs geschieht am besten in kleinen gläsernen Retorten, die etwa 1 bis 1½ Pfund Säure aufnehmen können. Nimmt man gröſsere Retorten, so zerspringen sie leicht, theils wegen der nöthigen starken Hitze, theils durch das Kochen der schweren Säure. Schwefelsäure, welche viel Blei enthält, kann selten überdestillirt werden, sondern zerschlägt das Glas, weil das schwefelsaure Blei, welches während der Destillation niederfällt, das Sieden hüpfend und ungleich macht. Diesem kann man indessen zum Theil zuvorkommen, wenn man einen Platindrath zusammenwickelt und in die Säure legt, wo aus dem, bei der Lehre vom Kochen bereits angeführten Grunde, die Säure vom Platindrathe aus sich verflüchtiget, und die stoſsenden Erschütterungen ausbleiben. Bei der Destillation geht zuerst das Wasser der Säure über und dann die Säure selbst, und man kann daher die Säure zugleich concentriren, wenn man das Wasser fortgehen läſst, ehe man die Vorlage anbringt.

Die Schwefelsäure besteht aus 40,14 Theilen Schwefel und 59,86 Theilen Sauerstoff, oder aus 100 Theilen

Schwefel und 149,135 Theilen Sauerstoff. Wenn sie sich mit andern oxydirten Körpern zu völlig gesättigten Verbindungen verbindet, so enthält die Menge der letztern, die zur Sättigung erforderlich ist, genau $\frac{1}{5}$ soviel Sauerstoff, als die gesättigte Menge Säure, so daſs diejenige Quantität Alkali, Erde oder Metalloxyd, welche 100 Theile Schwefelsäure sättiget, 19,96 Theile Sauerstoff enthält. Dieſs Verhältniſs nenne ich die Sättigungs-Capacität einer Säure, die sonach bei der Schwefelsäure 19,96 oder in runder Zahl 20 beträgt.

Schweflichte Säure.

Wenn Schwefel in der Luft mit blauer Flamme verbrennt, so entsteht eine eigene, saure, erstickende Gasart, welche schweflichtsaures Gas genannt wird.

Am leichtesten erhält man dieses Gas, wenn man concentrirte Schwefelsäure in einer Retorte über Kupferfeile oder Quecksilber kocht. Das Metall oxydirt sich dabei und verwandelt die Säure in schweflichte Säure, die in Gasform entweicht, und entweder in dieser Form über Quecksilber, oder in flüssiger Gestalt, durch Einsaugen im Wasser aufgefangen wird, auf dieselbe Weise und mit denselben Vorsichtsmaaſsregeln, die ich (Fig. 1. Taf. III.) beim kaustischen Ammoniak beschrieben habe. Wenn das erhaltene saure Wasser nicht völlig mit Gas gesättiget worden ist, so kann es noch durch Gefrieren concentrirt werden.

Das schweflichtsaure Gas ist eine in der gewöhnlichen Temperatur der Luft beständige Gasart; bei höheren Graden von Kälte aber und durch starken Druck kann es zu einer tropfbaren Flüssigkeit verdichtet werden. Sein specifisches Gewicht beträgt 2,247. Wenn es durch Verbrennen erzeugt wird, so verändert es das Volumen der Luft und des Sauerstoffgases nicht; oder wenn, nach einigen Versuchen, dabei wirklich ein Zusammenziehen statt finden sollte, so ist dieſs wenigstens äuſserst gering. Dieses Gas wird sowohl vom Wasser, als vom Alkohol

begierig eingesogen. Nach Saussure's Versuchen nimmt ein Maaſs Wasser 43$\frac{3}{4}$ Maaſse, und 1 Maaſs Alkohol 115$\frac{3}{4}$ Maaſse schweflichtsaures Gas auf.

Die schweflichte Säure ist eine der schwächsten Säuren und wird von allen übrigen, mit Ausnahme der Kohlensäure und Blausäure, ausgetrieben. Sie riecht nach brennendem Schwefel und hat einen, diesem Geruche ähnlichen, höchst unangenehmen Geschmack. Das specifische Gewicht des mit schweflichter Säure gesättigten Wassers beträgt nach Fourcroy 1,04, nach Thomson 1,05 und enthält nur vier Prozent seines Gewichts Säure. Durch Aufkochen wird diese ausgetrieben, und das Wasser verliert jede Spur von Säure. Läſst man sie in einem flachen Gefäſse oder in einer schlecht verkorkten Flasche an der freien Luft stehn; so saugt sie Sauerstoff ein und verwandelt sich in Schwefelsäure. Eben dieses geschieht, wenn man sie mit braunem Bleisuperoxyd digerirt, wobei ihr Geruch augenblicklich verschwindet.

Das Phosphor- und Schwefelwasserstoffgas wird von der schweflichten Säure condensirt und der Phosphor oder Schwefel durch sie daraus niedergeschlagen. Dieſs findet jedoch beim Schwefelwasserstoffgase nicht statt, sobald beide Gase trocken sind. Kommt aber Wasser hinzu, so werden die Gase augenblicklich zerlegt, und es bildet sich ein schwefelhaltiges Magma, welches nach Thomson's Behauptung eine eigene, aus Schwefel, Wasserstoff und Sauerstoff bestehende Säure sein soll, welches indessen wenig wahrscheinlich erscheint. Wird mehr Wasser zugesetzt, so bleibt bloſs Schwefel zurück. Mit Sauerstoffgas über Quecksilber vermischt leidet sie keine Veränderung; setzt man aber Wasser hinzu, so werden allmählig beide Gasarten absorbirt und es wird Schwefelsäure gebildet. Dabei verbinden sich immer 2 Theile schweflichtsaures Gas mit 1 Theile Sauerstoffgas. Das schweflichtsaure Gas bleicht die thierischen Körper und zerstört die Pflanzenfarben. Man bedient sich daher desselben in Fabriken beim Bleichen seidener und wollener Zeuche; man nennt diese Arbeit schwefeln und braucht

dazu das Gas, welches sich aus brennendem Schwefel entwickelt. Die flüssige Säure hat dieselben bleichenden Eigenschaften, wie das Gas. Sie röthet die Lakmustinktur oder andere blaue Pflanzenfarben nicht so, wie die anderen Säuren, sondern vertilgt sie gänzlich; doch ist dazu erforderlich, dafs sie völlig frei von Schwefelsäure sei, weil diese die Farben wieder herstellt. Wenn man z. B. eine rothe Rose in schweflichte Säure eintaucht, so wird sie sogleich gebleicht, erhält aber ihre rothe Farbe wieder, wenn man sie nachher in verdünnte Schwefelsäure taucht. — Die Ursache dieser Erscheinung liegt, nach v. Grotthufs's Versuchen, darin, dafs die schweflichte Säure sich mit den färbenden Stoffen verbindet und dadurch einen farbenlosen Körper hervorbringt; kommt aber dieser mit einer stärkeren Säure in Berührung, so verbindet sich der Farbestoff mit dieser, die schweflichte Säure wird ausgetrieben, und ein anderer vom Zutritt der neuen Säure abhängiger Farbenton hervorgebracht. Manche Farben, z. B. Cochenille, werden von der schweflichten Säure nicht angegriffen, andere hingegen, z. B. Fernambuk, gänzlich von ihr zerstört. Uebrigens pflegt das durch schweflichte Säure Gebleichte, während des Verfliegens der Säure in der Luft, sich wieder zu färben.

Die schweflichte Säure besteht aus 50,144 Theilen Schwefel 49,856 Theilen Sauerstoff, oder 100 Theile Schwefel verbinden sich in ihr mit 99,42 Theilen Sauerstoff, so dafs der Schwefel in der Schwefelsäure $1\frac{1}{2}$ mal soviel Sauerstoff aufnimmt, als in der schweflichten Säure. Ihre Sättigungscapacität ist 24,928 oder der oxydirte Körper, durch welchen sie neutralisirt wird, enthält halb so viel Sauerstoff, als diese Säure.

Unterschweflichte Säure und Unterschwefelsäure.

Der Schwefel bildet noch zwei Säuren, welche erst in den letzten Jahren entdeckt worden sind, und wovon

die eine weniger, die andere mehr Sauerstoff, als die schweflichte Säure enthält.

Die erste Säure des Schwefels hat man schon lange in ihren Verbindungen mit Salzblasen gekannt, aber nicht als eine eigenthümliche Säure betrachtet, sondern ihre Salze geschwefelte schweflichtsaure Salze, (*Sulfites sulfurés*) genannt, und dieselben unrichtiger Weise für eine mit den Doppelsalzen gleichartige Zusammensetzung gehalten. Berthollet entdeckte, daſs Eisen und Zink von tropfbar flüssiger schweflichter Säure aufgelöst werden können, ohne daſs Wasserstoffgas dabei entwickelt würde, und daſs dabei eigene, farbenlose, krystallisirbare Salze gebildet würden, aus welchen andere Säuren die schweflichte Säure nebst dem Schwefel ausschieden. Späterhin entdeckte Vauquelin die Verbindung dieser Säure mit Natron, welche dadurch erzeugt wird, daſs man Schwefelnatron eine Zeit lang der Einwirkung der Luft aussetzt. Als Dulong eine niedrigere Säure des Phosphors entdeckt hatte, (von welcher weiter unten die Rede sein wird) gerieth Gay-Lussac auf die Vermuthung, daſs die Säure in den geschwefelten schweflichtsauren Salzen ebenfalls eine eigenthümliche Säure sein möchte, in welchen die Basis mit dem Schwefel und der schweflichten Säure zugleich verbunden sei, oder in welchen beide zusammen eine Menge Basis sättigten, welche die schweflichte Säure für sich allein würde neutralisiren können; und diese Vermuthung ist neuerlich auch durch die höchst interessanten Versuche von Herschel bestätiget worden.

Wir können diese Säure noch nicht in isolirter Gestalt darstellen, wenn sie nicht etwa einer von denjenigen Körpern ist, welche man durch Behandlung der wasserfreien Schwefelsäure mit Schwefel erhält, vielmehr wird dieselbe, sobald man sie auf nassem Wege aus ihren Verbindungen auszuscheiden sucht, zerstört, indem Schwefel sich niederschlägt und schweflichte Säure in der Flüssigkeit zurückbleibt. Sie bildet sich, wenn entweder schweflichtsaure Salze in verschlossenen Gefäſsen

mit gepulvertem Schwefel digerirt werden, oder wenn in Wasser aufgelöstes Schwefelkalium so lange der Luft ausgesetzt wird, bis dasselbe beinahe farbenlos geworden ist, oder endlich noch leichter, wenn Zink- oder Eisenfeile in tropfbarflüssiger schweflichter Säure aufgelöst werden, wo man die Säure dann auf andere Basen, z. B. Erden und Alkalien, übertragen kann, wenn man die Metallsalze mit solchen niederschlägt. Bei diesen Auflösungen nimmt das Zink oder Eisen die Hälfte des in der schweflichten Säure befindlichen Sauerstoffs auf, und mit der anderen Hälfte des Sauerstoffs bildet der Schwefel die neue Säure, und in den so erzeugten Salzen enthalten die Säure und die Basis gleiche Menge Sauerstoff. In den, durch Digestion eines schweflichtsauren Salzes mit Schwefel, erzeugten Verbindungen, enthält die Säure 2mal soviel Sauerstoff als die Basis.

Wenn man den Auflösungen der mit dieser Säure gebildeten Salze eine stärkere Säure tropfenweise zusetzt, so wird jene frei und erhält sich für einen Augenblick unzersetzt in der Auflösung; nach einigen Minuten trübt sich die Flüssigkeit, es wird Schwefel niedergeschlagen und der Geruch nach schweflichter Säure bemerkbar.

Gay-Lussac nennt diese Säure *Acide hyposulfureux*, welches Gilbert durch unterschweflichte Säure übersetzt hat. Sie besteht aus 66,80 Theilen Schwefel und 33,20 Theilen Sauerstoff, und der Schwefel ist darin mit halb soviel Sauerstoff, als in der schweflichten Säure verbunden. Ihre Sättigungscapacität beträgt entweder 33,20 (d. h. ist dem Sauerstoffgehalte derselben gleich) oder nur halb so viel.

Der Ordnung nach folgt auf diese Säure die schweflichte Säure, als zweite Säure des Schwefels, und nach dieser, also vor der Schwefelsäure kommt:

Die dritte Säure des Schwefels, welche erst im J. 1819 von Gay-Lussac und Welther entdeckt wurde. Der letztere wollte sich zu einer Analyse des Mangan-Superoxyds der schweflichten Säure bedienen, und fand, daſs sich dabei ein Mangansalz gebildet hatte, des-

sen Säure sich durch Barytsalze nicht ausscheiden liefs. Unter Beihülfe Gay-Lussac's mittelte er nachher durch Versuche aus, dafs dieses Salz eine neue Schwefelsäure enthalte, welche mehr Sauerstoff als die schweflichte Säure, aber weniger als die vollkommene Schwefelsäure enthält. — Gay-Lussac gab ihr den Namen *Acide hyposulfurique*, welches Gilbert mit Unterschwefelsäure wiedergegeben hat.

Man erhält sie auf folgende Weise: Mangan-Superoxyd wird zu einem feinen Pulver gerieben, mit Wasser übergossen, und in dieses Wasser schweflichtsaures Gas hineingeleitet. Die schweflichte Säure wird vom Wasser aufgenommen, und in wenigen Augenblicken vom Superoxyd gesättiget, welches dadurch zum Oxydul reducirt wird, während sich eine Verbindung der neuen Säure mit Manganoxydul bildet. Wenn das Superoxyd Manganoxyd-Hydrat enthält, so bildet sich zugleich auch Schwefelsäure. Die erhaltene Auflösung wird filtrirt und mit Baryterde-Hydrat gemischt, welches in geringem Ueberschusse zugesetzt, und womit es unter fleifsigem Umschütteln digerirt wird. Die Baryterde scheidet dabei die Schwefelsäure und den gröfsten Theil des Manganoxyduls aus, doch wird letzteres dadurch noch nicht ganz weggeschafft. Die Lösung wird hierauf wieder filtrirt und zum Krystallisiren abgedampft; man läfst die Krystalle nochmals auflösen und krystallisiren, um dieselben von aller anhängenden manganhaltigen Mutterlauge zu befreien. Das reine Salz wird nachher fein gepulvert, gewogen, in Wasser aufgelöst und zu 100 Theilen aufgelöstem Salze 18,78 Theile Schwefelsäure von 1,849 specifischem Gewichte, die vorher mit ihrem 3 bis 4fachen Gewichte Wasser verdünnt werden, zugesetzt. Dadurch wird die Baryterde genau ausgeschieden und die neue Säure bleibt rein in der Flüssigkeit zurück. Sie wird darauf im luftleeren Raume über Schwefelsäure abgedunstet und kann bis zu einem gewissen Grade concentrirt werden. Versucht man diese Concentration bis über den Punkt hinaus fortzusetzen, wo die Flüssigkeit ein specifi-

sches Gewicht von 1,347 hat; so wird die Säure zerlegt, indem schweflichte Säure entwickelt wird und Schwefelsäure in der Flüssigkeit zurück bleibt. Dasselbe tritt ein, wenn sie erwärmt wird und zwar in concentrirtem Zustande noch vor dem Siedepunkte des Wassers.

Diese Säure löst das Zink unter Entwickelung von Wasserstoffgas auf, und wird weder durch Salpetersäure, noch durch Salzsäure-Superoxydul, noch durch Mangan-Superoxyd, in Schwefelsäure verwandelt, wenn sie nicht damit bis zum Sieden erhitzt wird. Sie besteht aus 44,59 Theilen Schwefel und 55,41 Theilen Sauerstoff; ihre Sättigungscapacität ist $\frac{1}{5}$ ihres Sauerstoffgehalts oder 11,08, und ihre Zusammensetzung ist dabei von solcher Beschaffenheit, daſs beim Glühen ihrer Salze ein neutrales schwefelsaures Salz zurückbleibt, und eine Quantität schweflichte Säure entweicht, welche für sich hinreichend gewesen sein würde, mit derselben Basis ein neutrales schweflichtsaures Salz zu geben, — oder die Schwefelsäure und schweflichte Säure sind in derselben in solchem Verhältnisse verbunden, daſs beide eine gleiche Menge Schwefel enthalten.

Der Sauerstoff in dieser Säure verhält sich zum Sauerstoffe der schweflichten Säure wie 5 : 4, und zum Sauerstoffe der Schwefelsäure wie 5 : 6. — Hiernach verhalten sich die Sauerstoffmengen in den nunmehr bekannten vier Oxydationsstufen des Schwefels, wie die Zahlen 1, 2, $2\frac{1}{2}$ und 3, oder wenn man dieselben verdoppelt, wie 2, 4, 5 und 6.

2. Salpetersäure.

Die Salpetersäure wird aus salpetersaurem Kali (Salpeter) durch Destillation mit Schwefelsäure oder schwefelsaurem Eisen gewonnen.

Die Destillation mit Schwefelsäure geschieht in einem ähnlichen Apparate, wie ich bei Bereitung des Ammoniaks (Fig. 1. Taf. III.) beschrieben habe, nur daſs die Flasche dabei leer gelassen, und mit Schnee oder kaltem

Wasser umgeben wird. Auf 100 Theile Salpeter werden 48,5 Theile Schwefelsäure von 1,85 specifischem Gewichte erfordert, und die Destillation geschieht bei gelinder Wärme im Sandbade. Die Schwefelsäure verbindet sich dabei mit dem Kali des Salpeters und die Salpetersäure wird frei und geht über. Während dessen erfüllt sich der Apparat mit einem blutrothen Dampfe, welcher dadurch entsteht, daſs die Säure durch die Hitze zersetzt, Sauerstoffgas entwickelt und eine rothgefärbte Gasart gebildet wird, die aus weniger Sauerstoff und mehr Stickstoff, als die Salpetersäure, besteht. Je mehr man die Hitze verstärkt, desto mehr wird die Säure zerlegt, so daſs gegen den Schluſs der Arbeit hin, wo man zum Austreiben der letzten Portionen einen höheren Hitzgrad anwenden muſs, das Gefäſs inwendig ganz undurchsichtig wird. Ein Rohr in der Vorlage dient zu Ableitung des entwickelten Sauerstoffgases, damit es das Gefäſs nicht zersprengt; die Säure, welche vom Gase mechanisch mit fortgeführt wird, verdichtet sich in der Flasche. Gieſst man Wasser in die Flasche, so erhält man mehr Säure, weil sich dann die salpetrichte Säure mit dem Sauerstoffe verbindet und im Wasser gelöst wird; diese Säure wird aber sehr dünn, und nimmt, so wie sie nach und nach mehr concentrirt wird, eine blaue, grüne und endlich eine gelbe Farbe an. Je vorsichtiger bei der Destillation verfahren, und je weniger Hitze dabei angewendet wird, desto weniger wird die Säure zerlegt, und desto reiner fällt sie aus.

Die in die Vorlage übergegangene Säure ist nicht wasserhell, sondern mehr oder weniger gefärbt. Wird sie bei dem möglichst geringen Grade von Hitze überdestillirt, so ist sie gelblich; bei höherer Temperatur wird sie roth, bis dunkelbraun und undurchsichtig. Der Raum über der Säure ist stets mit einem rothen oder gelben Dampfe angefüllt, und in der Luft stöſst sie einen pomeranzengelben Rauch aus. Ihr specifisches Gewicht ist 1,50 bis 1,55.

Will man keine vollkommen concentrirte Salpeter-

säure haben, so thut man am besten, wenn man vor der Destillation die Schwefelsäure mit gleichen Theilen Wasser verdünnt. Man erhält dann eine farbenlose Säure, und erst gegen den Schluſs der Arbeit bemerkt man Spuren von der Zerlegung der Säure in den rothen Dämpfen und Sauerstoffgas, welche in der Vorlage sich wieder verbinden.

Im Handel kommt eine Art verdünnte Salpetersäure vor, die man Scheidewasser nennt, und farbenlos ist. Man gewinnt sie aus Salpeter, der mit (wie zur Bereitung der Schwefelsäure) gebrannten Eisenvitriol gemengt wird, wobei diese Salze ihre Bestandtheile umtauschen. Das Kali des Salpeters verbindet sich mit der Schwefelsäure des Vitriols zu schwefelsaurem Kali, und die Salpetersäure mit dem Eisenoxyd, zu salpetersaurem Eisen, von welchem die Säure bei höherer Temperatur leicht wieder getrennt werden kann. Die Destillation geschieht in groſsen eisernen Retorten, die inwendig mit einer dicken Kruste von rothem Eisenoxyd überzogen werden, damit sie die Säure nicht auflöse. Die Salpetersäure wird in groſsen Glasgefäſsen aufgefangen, in welche man Wasser gegossen hat. Durch die Hitze wird ein groſser Theil der Säure zerlegt und dadurch das Glas innerlich blutroth gefärbt; sie löst sich aber nachher im Wasser wieder auf und saugt den gröſsten Theil des entwickelten Sauerstoffgases ein. Die erhaltene Säure ist roth und ziemlich concentrirt, wird aber vor dem Verkaufe mit Wasser verdünnt. Ihr specifisches Gewicht soll 1,22 bis 1,23 sein.

Ueber den Gehalt an wasserfreier Säure in der gewöhnlichen Salpetersäure von verschiedenem specifischen Gewicht hat Ure folgende Tabelle geliefert.

Spec. Gew.	Prozente an Säure.	Spec. Gew.	Prozente an Säure.	Spec. Gew.	Prozente an Säure.
1,5000	79,700	1,4880	75,715	1,4730	71,730
1,4980	78,903	1,4850	74,918	1,4700	70,933
1,4960	78,106	1,4820	74,121	1,4670	70,136
1,4940	77,309	1,4790	73,324	1,4640	69,339
1,4910	76,512	1,4760	72,527	1,4600	68,542

Spec.Gew.	Prozente an Säure.	Spec.Gew.	Prozente an Säure.	Spec.Gew.	Prozente an Säure.
1,4570	67,745	1,3270	44,632	1,1587	22,316
1,4530	66,948	1,3216	43,835	1,1526	21,519
1,4500	66,155	1,3163	43,038	1,1465	20,722
1,4460	65,354	1,3110	42,241	1,1403	19,925
1,4424	64,557	1,3056	41,444	1,1345	19,128
1,4385	63,760	1,3001	40,647	1,1286	18,331
1,4346	62,963	1,2947	39,850	1,1227	17,534
1,4306	62,166	1,2887	39,053	1,1168	16,737
1,4269	61,369	1,2826	38,256	1,1109	15,940
1,4228	60,572	1,2765	37,459	1,1051	15,143
1,4189	59,775	1,2705	36,662	1,0993	14,346
1,4147	58,978	1,2644	35,865	1,0935	13,549
1,4107	58,181	1,2583	35,068	1,0878	12,752
1,4065	57,384	1,2523	34,271	1,0821	11,955
1,4023	56,587	1,2462	33,474	1,0764	11,158
1,3978	55,790	1,2402	32,677	1,0708	10,361
1,3945	54,993	1,2341	31,880	1,0651	9,564
1,3882	54,196	1,2277	31,083	1,0595	8,767
1,3833	53,399	1,2212	30,286	1,0540	7,970
1,3783	52,602	1,2148	29,489	1,0485	7,173
1,3732	51,805	1,2084	28,692	1,0430	6,376
1,3681	51,068	1,2019	27,895	1,0375	5,579
1,3630	50,211	1,1958	27,098	1,0320	4,782
1,3579	49,414	1,1895	26,301	1,0267	3,985
1,3529	48,618	1,1833	25,504	1,0212	3,188
1,3477	47,820	1,1770	24,707	1,0159	2,391
1,3427	47,023	1,1709	23,910	1,0106	1,594
1,3376	46,226	1,1648	23,113	1,0053	0,797
1,3323	45,429				

Selbst der beste geläuterte Salpeter ist niemals frei von Kochsalz; die Salzsäure desselben wird aber durch die Schwefelsäure ausgetrieben und verunreiniget die Salpetersäure. Um sie davon zu befreien, mischt man sie mit einer concentrirten Auflösung des Silbers in Salpetersäure. Das Silberoxyd verbindet sich dabei mit der Salzsäure zu einem unlöslichen Salze, welches gefällt wird.

Hat sich die Säure geklärt, so wird sie abgefüllt und nochmals überdestillirt, um sie von dem im Ueberschuſs zugesetzten salpetersauren Silberoxyd zu reinigen.

Die rothe rauchende Säure ist auſserdem auch mit salpetrichter Säure vermischt, von welcher sie durch Kochen befreit werden muſs. Dieſs geschieht am besten in einer kleinen Glasretorte mit einer lose angesetzten Vorlage, worin die Säure so schnell als möglich aufgekocht wird. Die salpetrichte Säure geht dabei in die Vorlage über, und die reine Salpetersäure bleibt in der Retorte farbenlos zurück.

Die Salpetersäure kann nicht im wasserfreien und isolirten Zustande dargestellt werden. Sie enthält, nach Verhältniſs ihrer Sättigungscapacität für andere Basen, eine gröſsere Menge Wasser, als die Schwefelsäure. Wenn daher beim Destilliren die Schwefelsäure ihr Wasser fahren läſst, um sich mit dem Alkali im Salpeter zu verbinden, findet die Salpetersäure nicht die zu ihrem Bestehen erforderliche Menge Wasser vor, und es zerlegt sich derjenige Antheil derselben, welcher nicht mit Wasser gesättiget werden kann, in Sauerstoffgas und salpetrichte Säure, und dieſs ist der Grund der häufigen Zersetzung, die wir bei Bereitung der concentrirten Salpetersäure haben eintreten sehen. In ihrem concentrirtesten Zustande, d. h. beim Minimum ihres Wassergehalts, ist sie flüchtiger und kocht bei niedrigerer Temperatur, als wenn sie einen gewissen Zusatz von Wasser hat. Bei 1,54 specifischem Gewicht soll sie, nach Dalton's Versuchen, bei + 80° kochen, bei 1,42 specifischem Gewicht hingegen kocht sie erst bei + 120°. Sie enthält dann, nach Dalton's Angabe 56, nach Ure's Tabelle zwischen 60 und 61 Prozent Säure; verdünnt man sie mit mehr Wasser, so kocht sie bei immer abnehmender Temperatur, und das, was entweicht, ist wenig anderes, als Wasser, so daſs die Säure, wenn sie bis zu 1,42 specifischem Gewicht concentrirt worden ist, dann überdestillirt, und über dieses Gewicht hinaus durch Destillation nicht weiter concentrirt werden kann.

Sie gefriert langsam, und zwar die von 1,3 specifischem Gewicht bei — 20°, die concentrirte hingegen erst bei — 40°. Sie ist weit flüchtiger, als die Schwefelsäure; in freier Luft stöfst sie einen weifsen Rauch aus, zieht nach und nach Wasser an, nimmt an Gewicht zu und wird verdünnt. Sie wird vom Lichte zerlegt, gelb gefärbt und entwickelt Sauerstoffgas, und mufs daher vor der Einwirkung des Sonnenlichts gänzlich verwahrt werden. Mit Wasser gemengt erregt sie Wärme, mit Eis oder Schnee hingegen starke Kälte. In den Verwandtschaftsgraden kommt sie der Schwefelsäure am nächsten. Von ihrer Zusammensetzung wird weiter unten die Rede sein. Ihre Sättigungscapacität beträgt 14,76.

Die Salpetersäure wird durch alle brennbare Körper zerlegt; durch Kohle und Schwefel aber nur bei einer erhöhten Temperatur. Vom Phosphor und von den meisten Metallen, besonders von Feilspähnen des Zinks, Eisens, Zinns, Kupfers u. m. a. wird die concentrirte Säure sehr schnell, bisweilen selbst mit Erscheinung von Feuer, die verdünnte Salpetersäure langsamer zerlegt. — Organische Stoffe werden eben sowohl von der verdünnten, als von der concentrirten Säure angegriffen. Von der letztern werden sie gröfstentheils in Kohlensäure und Wasser umgewandelt, und verschiedene erhitzen sich damit bis zum Anbrennen; z. B. wenn man $\frac{1}{3}$ Loth Sandelöl mit $\frac{1}{2}$ Loth rauchender Salpetersäure mischt, so entsteht unter starkem Aufbrausen ein rother und dicker Rauch und die Masse geräth mit einer hohen und schönen Flamme in Brand. Ein Loth Terpentinöl, mit $\frac{1}{2}$ Loth concentrirter Schwefelsäure und dann mit 1 Loth concentrirter Salpetersäure vermischt, entzündet sich ebenfalls. Wirft man eine glühende Kohle auf recht concentrirte Salpetersäure, so brennt sie mit vieler Heftigkeit, unter Entwickelung rother Dämpfe fort. — Verdünnte Salpetersäure verwandelt die meisten Pflanzen- und Thierstoffe in Kleesäure, Aepfelsäure und Kohlensäure, bisweilen zugleich in eine Art Fett und in Blausäure. Die meisten thierischen Körper werden gelb davon gefärbt.

Salpetrichte Säure.

Der rothe Rauch, welcher sich bei Bereitung der Salpetersäure bildet, ist eine eigene, weniger Sauerstoff enthaltende Säure, die salpetrichte Säure genannt wird. Sie hat eine grofse Verwandtschaft zur Salpetersäure, vereiniget sich damit in grofser Menge und bildet in dieser Verbindung die rothe rauchende Säure, welche in der schwedischen Pharmakopoe den Namen *Acidum nitroso-nitricum* führt. Für sich und in isolirter Gestalt kann sie nur dargestellt werden, wenn man Stickstoff-Oxydgas mit $\frac{1}{4}$ seines Volumens Sauerstoffgas mischt und das Gemische stark abkühlt, wobei die Gase, nach Dülong's Versuchen, sich zu einer dunkelgrünen, sehr flüchtigen Flüssigkeit verdichten. Geschieht die Mischung über Quecksilber und bei der gewöhnlichen Lufttemperatur, so erhält sie sich in der Gestalt eines dunkelgelblichrothen Gases. Die flüssige Säure hat die Eigenheit, beim Erkalten heller von Farbe zu werden, so dafs sie bei — 20° ganz farbenlos ist. In Berührung mit der Luft verdunstet sie sehr schnell und bildet ein rothes Gas; und wenn sie sich einmal mit einem fremdartigen Gase verbunden hat, so ist ein sehr hoher Grad von Kälte erforderlich, um sie wieder zu condensiren.

Mischt man diese Säure mit Wasser, so wird sie zum Theil zersetzt, es wird gasförmiges Stickstoffoxyd mit heftigem Aufbrausen entwickelt und eine Verbindung von Salpetersäure, salpetrichter Säure und Wasser gebildet. Dieselbe Zerlegung geht vor sich, wenn man sie mit Alkalien oder Erden zu verbinden versucht. Die salpetrichte Säure wird überhaupt leichter als die Salpetersäure zerlegt; daher besitzt auch eine Salpetersäure, welche salpetrichte Säure enthält, ein gröfseres Vermögen, andere Körper zu oxydiren, als die reine Salpetersäure.

Obgleich die salpetrichte Säure sich nicht unmittelbar mit den Alkalien und Erden vereinigen kann, so können doch solche Verbindungen auf Umwegen hervorgebracht

bracht werden. Wenn man z. B. salpetersaures Kali oder Baryterde gelinde glüht, so entweicht Sauerstoff und es bleibt ein im Wasser lösliches salpetrichtsaures Salz zurück. Am besten gelingt es indessen, wenn man salpetersaures Bleioxyd im Wasser auflöst und mit metallischem Blei kocht, wodurch salpetrichtsaures Blei gebildet wird, welches nachher durch schwefelsaure Salze zerlegt werden kann, so daſs die Schwefelsäure mit dem Bleioxyd und die salpetrichte Säure mit dem Oxyde sich verbindet, das vorher mit der Schwefelsäure verbunden war.

Die Sättigungscapacität der salpetrichten Säure beträgt 20,95. Sie verbindet sich eben so gut mit der Schwefelsäure, als mit der Salpetersäure. Die Verbindung mit der Schwefelsäure erhält man, wenn man 4 Maaſs Stickstoff-Oxydgas und 1 Maaſs Sauerstoffgas zusammen in concentrirte Schwefelsäure bringt. Die salpetrichte Säure wird von der Schwefelsäure zurückgehalten und man bekommt eine krystallisirte Masse, die aus wasserhaltiger Schwefelsäure und salpetrichter Säure besteht. Diese Verbindung schmilzt bei gelinder Wärme, erstarrt aber beim Erkalten wieder. Bei stärkerer Erhitzung wird sie zerlegt, und zwar so, daſs Stickstoffoxyd in Gasgestalt entweicht und eine Verbindung von Schwefelsäure und Salpetersäure zurückbleibt, aus welcher die letztere durch Destillation nicht abgeschieden werden kann, vermuthlich weil ihr das Wasser mangelt, ohne welches sie nicht erhalten werden kann. Wird die krystallisirte Doppelsäure mit Wasser gemengt, so entwickelt sich gasförmiges Stickstoffoxyd, und wenn nach und nach mehr Wasser zugesetzt wird, so entsteht das bei der rothen rauchenden Salpetersäure gewöhnliche Farbenspiel, wovon sogleich weiter unten die Rede sein wird.

Wahrscheinlich kann diese Verbindung nicht ohne Wasser bestehen; denn wenn man schweflichtsaures Gas und Stickstoff-Oxydgas mit Sauerstoffgas mischt, so entstehen zwar rothe Dämpfe, allein die krystallisirte Doppelsäure wird nicht eher, als beim Zutritte von etwas Wasser, gebildet, wo sie an der inneren Seite des Gla-

ses, wie Eis an den Fensterscheiben, anschiefst. Daraus sieht man, dafs die Gase, so lange sie im wasserfreien Zustande waren, nicht auf einander wirkten, welches gleichwohl geschehen müfste, wenn nicht zu ihrer Vereinigung Wasser erfordert würde.

Die Verbindungen der salpetrichten mit der Salpetersäure sind bekannt unter dem Namen der rauchenden Salpetersäure; sie werden gewöhnlich gebildet, wenn man Salpetersäure durch Destillation aus dem Salpeter entwickelt. Man erhält diese Doppelsäure wasserhaltig, wenn man Stickstoff-Oxydgas so lange durch concentrirte Salpetersäure durchstreichen läfst, als noch etwas Gas verschluckt wird.

Sie ist nach Verschiedenheit ihres Gehalts an salpetrichter Säure, gelb, pomeranzengelb, roth, oder röthlichbraun, und die salpetrichte Säure strebt immerfort durch Verdunstung daraus zu entweichen, daher die Luft über ihrer Oberfläche immer von beigemengter gasförmiger salpetrichter Säure roth ist. Für diesen Verbindungszustand ist Wasser nicht nothwendig, und man kann eine wasserfreie Verbindung beider Säuren erhalten, wenn man in ein kleines Gefäfs, welches künstlich erkältet wird, ein Gemisch von 2 Maafstheilen Stickstoff-Oxydgas mit einem Maafstheile Sauerstoffgas hineinbringt. Man erhält dieselbe selbst dann, wenn man trockenes salpetersaures Bleioxyd destillirt und die dabei entwickelten Gase durch eine stark (z. B. bis zu 20°) erkältete Glasröhre streichen läfst. Sie ist grünlich oder pomeranzengelb; raucht stark in der Luft; ihr specifisches Gewicht ist 1,451; sie kocht bei + 28°.

Diese Doppelsäure wird zum Theil zerlegt, wenn man Wasser zusetzt; es entwickelt sich Stickstoffoxyd in Gasform, und dadurch vermehrt sich verhältnifsmäfsig die Menge der Salpetersäure, sowie sich die salpetrichte Säure zugleich vermindert. Doch wird die letztere nicht gänzlich zerlegt, so dafs in der, unter dem Namen Scheidewasser vorkommenden, gemeinen verdünnten Salpetersäure noch eine bedeutende Menge salpetrichte enthalten

ist, von welcher Säure das Scheidewasser seinen eigenthümlichen Geruch hat. Man kann deren Anwesenheit auch entdecken, wenn man die Säure mit Bleioxyd (Glätte) bis zur vollen Sättigung digerirt, wo die Lösung gelb wird, wenn sie salpetrichtsaures Blei mit enthält.

Diese Doppelsäure hat übrigens die Eigenschaft, bei der Verdünnung mit Wasser ihre Farbe zu verändern, so daſs sie, je mehr nach und nach Wasser zugesetzt wird, aus dem Rothen ins Gelbe, aus diesem ins Grüne, dann ins Blaue übergeht, endlich aber farbenlos wird. Dabei wird durch jeden neuen Zusatz von Wasser Stickstoff-Oxydgas entwickelt, bis die Säure farbenlos geworden ist. Die wasserfreie Doppelsäure kann indessen mit einer geringen Menge Wasser gemischt werden, ohne daſs eine Gasentwickelung dabei entsteht.

Oxyde des Stickstoffs.

Bei Beschreibung des Stickstoffs überging ich die Oxyde desselben, weil ein groſser Theil ihrer Eigenschaften mit der Salpetersäure im Zusammenhange steht, die wir daher erst kennen lernen muſsten. Wir erhalten jene Oxyde, wenn diese Säure durch irgend einen brennbaren Körper zerlegt wird. Der Stickstoff kann, wie ein groſser Theil der Metalle, sich mit dem Sauerstoff in vier verschiedenen Verhältnissen verbinden, wovon das erste Stickstoffoxydul, das zweite Stickstoffoxyd, das dritte die salpetrichte Säure und das vierte die Salpetersäure giebt. Die beiden erstern sind gasförmig und bilden zwei sehr merkwürdige Gasarten.

a) Gasförmiges Stickstoffoxyd. Salpetergas. Nitröses Gas.

Dieses Gas erhält man in den meisten Fällen, wo Salpetersäure durch Metalle oder andere brennbare Körper zerlegt wird; jedoch ist es selten rein, sondern sehr

oft mit Stickstoffgas, kohlensaurem Gas und gasförmigem Stickstoffoxydul verbunden.

Am reinsten wird es bereitet, wenn man Kupfer oder Quecksilber in der Wärme in gewöhnlichem Scheidewasser auflöst. Die Auflösung geschieht in einer kleinen Retorte, die soviel als möglich gefüllt wird, ohne dafs die Masse beim Kochen überlaufen kann, und das Gas wird nicht eher aufgefangen, als bis die atmosphärische Luft aus dem Gefäfse vertrieben ist, welches dann der Fall ist, wenn das Innere der Retorte nicht mehr roth gefärbt wird. Man mufs es über kochendem Wasser auffangen, damit es nicht durch den Stickstoffgehalt der im Wasser enthaltenen atmosphärischen Luft verunreiniget wird.

Dieses Gas ist farbenlos, hat einen eigenen unangenehmen Geruch, dem der Salpetersäure ähnlich, verändert die blauen Pflanzenfarben nicht, färbt aber mehrere thierische Stoffe gelb, tödtet lebendige Thiere und erstickt das Feuer. Sein specifisches Gewicht beträgt 1,0392. Das Wasser nimmt davon, nach Henry, $\frac{1}{18}$ bis $\frac{1}{20}$ seines Volumens auf, wenn es luftfrei ist. Enthält dasselbe aber atmosphärische Luft, so löst es bis 0,118 seines Volumens auf. Mit fetten und flüchtigen Oelen verbindet es sich chemisch und giebt ihnen eine gröfsere Consistenz.

Die ausgezeichneteste Eigenschaft dieser Gasart ist, dafs sie mit Sauerstoffgas oder atmosphärischer Luft eine rothe Gasart hervorbringt, welche gasförmig salpetrichte Säure ist. 100 Maafs gasförmiges Stickstoffoxyd nehmen 25 Maafs Sauerstoff auf, um sich in salpetrichte Säure, und 50 Maafs Sauerstoff, um sich in Salpetersäure zu verwandeln. Man benutzte diese Eigenschaft des Gases eine Zeitlang zu eudiometrischen Proben, fand aber endlich, dafs die Resultate darnach unrichtig wurden, dafs das Gas, nach Verschiedenheit der Mischungen, verschiedene Mengen Sauerstoff aufnehme.

Vermischt man Stickstoff-Oxydgas mit Schwefel- oder Phosphor-Wasserstoffgas, so werden diese zum Theil zerlegt; der Schwefel oder Phosphor wird abgesetzt und

das Gas in Stickstoffoxydulgas verwandelt. Bei einer höheren Temperatur, wenn es z. B. durch glühende Glasröhren geleitet wird, erleidet es für sich keine Veränderung, wird aber von brennbaren Körpern, die man in die Glasröhre bringt, zerlegt und in Stickstoffgas umgewandelt. Der elektrische Schlag verwandelt es in Stickstoffgas und Salpetersäure. Mit Wasserstoffgas vermischt und angezündet, brennt es mit grüner Flamme, und mit gasförmigem Schwefelkohlenstoff gemengt giebt es eine groſse, schön leuchtende grünliche Flamme, die, dem Glanze nach, am meisten der Flamme des brennenden Zinks ähnlich ist. Ein Gemisch von 4 Theilen Ammoniakgas mit 5 Theilen Stickstoffoxydgas kann durch den elektrischen Funken entzündet werden und verbrennt mit einem Knalle. Angezündeter Phosphor und stark glühende Kohle, die man in Stickstoffoxydgas bringt, brennen mit demselben Glanze, wie im Sauerstoffgas; entzündeter Schwefel hingegen verlöscht darin. Der Pyrophor (eine aus Schwefel, Kalium, Kohle und Thonerde zusammengesetzte selbstentzündliche Masse) entzündet sich und brennt in diesem Gase mit einer schönen und hellen Flamme.

Das gasförmige Stickstoffoxyd wird von der concentrirten Salpetersäure eingesogen, auf Kosten der Säure zu salpetrichter Säure oxydirt, und giebt, nach Verschiedenheit der Menge der letztern, eine grüne oder rothe Farbe. Nach Priestley's Angaben können 100 Theile Salpetersäure von 1,4 specifischem Gewichte 90 Gewichtstheile gasförmiges Sickstoffoxyd aufnehmen. Wird Sauerstoffgas durch diese rothe Säure geleitet, so verliert sie nach und nach ihre rothe Farbe und wird vollkommen oxydirt.

Wenn Salpeter bei Glühhitze in einem Silbertiegel erhitzt wird, so entweicht Sauerstoffgas, und es wird salpetrichtsaures Kali gebildet; setzt man aber das Brennen noch länger fort, so wird auch die salpetrichte Säure zerstört, und zuletzt bleibt eine im Wasser lösliche Salzmasse, von scharfem ätzenden Geschmack übrig, die eine Verbindung von Stickstoffoxyd mit Kali ist und aus welcher

ersteres durch Säuren ausgetrieben werden kann. Beim Salpeter werde ich mehr davon sprechen. Das Stickstoff-Oxydgas kann auf diese Weise sowohl mit Natron, als mit Kalk, und wahrscheinlich auch mit den übrigen alkalischen Erdarten verbunden, erhalten werden, doch kann es sich mit keiner derselben unmittelbar vereinigen. Mit einer Auflösung von schwefelsaurem oder salzsaurem Eisenoxydul verbindet es sich sehr leicht und in grofser Menge. Die Flüssigkeit nimmt davon eine beinahe schwarze Farbe an und wird undurchsichtig. Auch von Zinnoxydul-Auflösungen wird dieses Gas verschluckt. Es kann durch Kochen wieder ausgetrieben werden, wird aber dabei zum Theil zerlegt, entwickelt Stickstoffgas und färbt die Eisensalze roth, d. h. es verwandelt einen Theil des darin befindlichen Eisenoxyduls in Oxyd. Diese Lösung saugt Sauerstoffgas aus der Luft ein, wobei Salpetersäure gebildet und die Flüssigkeit roth und durchsichtig wird. Man hat sie ebenfalls zu Eudiometerproben benutzt; sie giebt aber den Stickstoffgasgehalt in der Luft zu grofs an, weil das Stickstoffoxydgas allmählig zersetzt wird.

b) Gasförmiges Stickstoffoxydul. Lustgas. Oxydirtes Stickstoffgas.

Wenn man dem Stickstoffoxydgase einen Theil seines Sauerstoffgases entzieht, so verwandelt es sich in eine andere Gasart, welche das Oxydul des Stickstoffs ist und sich vom Salpetergase sehr wesentlich unterscheidet. Man erhält sie, wenn man Salpetergas über einer Auflösung von schweflichtsaurem Kali, oder über einem Gemenge von Schwefel, Eisenfeile und Wasser, oder über angefeuchteten Eisenspähnen, einsperrt. Das Stickstoffoxydgas setzt dabei einen Theil seines Sauerstoffs an diese Körper ab und vermindert sich bis zur Hälfte seines Volumens.

Es wird auch erzeugt, wenn man Eisen oder Zink in sehr verdünnte Salpetersäure auflöst; ferner, wenn Al-

kohol durch Salpetersäure langsam in Aether verwandelt, und endlich, wenn Salpetergas mit Phosphor-Wasserstoffgas gemengt, oder über glühendes Eisen oder glühenden Salpeter geleitet wird. — Am besten erhält man es indessen aus salpetersaurem Ammoniak. Dieses Salz, wovon weiter unten die Rede sein wird, muſs zu diesem Behuf mit einer von Salzsäure freien Salpetersäure zubereitet sein; wenn man es mit gemeinem Scheidewasser macht, muſs dieses vorher so lange mit salpetersaurem Silber gemengt werden, als noch ein Niederschlag erfolgt. Die Salzsäure wird dabei durch ihre Verbindung mit dem Silberoxyd ausgeschieden, und das überschüssig zugesetzte Silbersalz mit kohlensaurem Ammoniak zerlegt, worauf die Lösung filtrirt und bis zum Krystallisiren abgedunstet wird. Das Salz wird in eine Retorte mit Entwickelungsrohr (Fig. 1. Taf. II.) eingelegt, und die Retorte über der Flamme einer Lampe oder über einigen Kohlen erhitzt. Es schmilzt erst und kommt dann ins Kochen, wobei das Gas in groſser Menge entwickelt wird. Zeigen sich weiſse Dämpfe in der Retorte, so ist die Hitze zu stark und es wird ein Theil des Salzes sublimirt. Bei dieser Zerlegung verbindet sich der Wasserstoff des Ammoniaks mit dem Sauerstoffe der Salpetersäure zu Wasser, und der Stickstoff derselben mit dem Stickstoffoxyd, (welches auſserdem bei der Zersetzung der Säure erzeugt werden würde), zu Stickstoffoxydul; das Gas wird über einer gesättigten Auflösung von Kochsalz im Wasser aufgefangen. Nimmt man dazu reines Wasser, so leidet man, durch das Einsaugen des Gases im Wasser, einen bedeutenden Verlust. Entwickelt man das Gas aus einem unreinen, Salzsäure haltigen Salze, so erzeugt sich anfangs eine Menge Salzsäure-Superoxydul, wodurch das Gas verunreiniget wird, und wovon es durch Umschütteln mit Wasser nicht befreit werden kann, weil beide Gasarten ziemlich gleich löslich darin sind. In diesem Falle muſs es daher mit einer Lauge von ätzendem Kali, oder mit Kalkwassor umgeschüttelt werden.

Diese Gasart wurde von Priestley im Jahre 1776 entdeckt. Davy entdeckte im J. 1800 deren Wirkungen auf das Einathmen und mittelte die Eigenschaften derselben aus, wodurch sie höchst merkwürdig wird. Sie ist schwerer, als die atmosphärische Luft, da ihr specifisches Gewicht sich zu dem der Luft, wie 1,527 zu 1,00 verhält. Ihre specifische Wärme, mit der eines gleichen Volumens Luft verglichen, beträgt 1,3503; mit gleichem Gewicht Luft verglichen, 0,8878 und mit einem gleichen Gewicht Wasser verglichen 0,2369. — Es wird vom Wasser aufgelöst, welches davon $\frac{3}{4}$ seines Volumens aufnimmt. Das Wasser bekommt davon einen schwach süfslichen Geschmack und einen schwachen, nicht unangenehmen Geruch. Der Alkohol nimmt davon etwas mehr als das $1\frac{1}{2}$fache seines Volumens auf. (M. s. die Tabelle S. 344.)

Es wird vom Salpetergase nicht verändert, auch nicht, wie dieses, von Eisenoxydulsalzen aufgelöst. Mit Wasserstoffgas gemengt und angezündet, verbrennt es mit einem starken Knalle. Vermischt man reines gasförmiges Stickstoffoxydul mit selbstentzündlichem Phosphor-Wasserstoffgas, so verändert es sich nicht; öffnet man aber die Flasche, worin die Mischung geschehen ist, so entzündet sich das Gas und verbrennt mit einem Knalle. Die Ursache davon ist, dafs das Phosphor-Wasserstoffgas sich in diesem Gase nicht von selbst entzünden kann; wird aber das Gefäfs geöffnet und das Gemisch von der Luft berührt, so entzündet es sich in der Oeffnung und verbrennt dann auf Kosten des Stickstoffoxyduls augenblicklich. Der Versuch ist schön und leicht ausführbar, ohne Gefahr des Zerspringens des Glases, besonders wenn er in einer Flasche geschieht, die nur 2 bis 3 Cubikzoll Inhalt hat.

Ein angezündeter Spahn, welchen man in dieses Gas bringt, brennt darin mit denselben Erscheinungen, wie im Sauerstoffgas, und ein glimmender Spahn entzündet sich mit Heftigkeit. Angezündeter Schwefel, der mit einer schwachen Flamme brennt, verlischt darin gänzlich; brennt er aber mit starker Flamme, oder sitzt er auf ei-

nem Hölzchen, welches sich sogleich mit entzündet, so fährt er fort zu brennen, aber nicht mit einer hellblauen Flamme, wie im Sauerstoffgas, sondern mit einer gelblich rothen, an den Kanten rosenroth gefärbten Flamme. Phosphor, den man angezündet hineinbringt, brennt mit denselben Phänomenen, wie im Sauerstoffgas, kann aber nicht darin entzündet werden, selbst wenn er von glühenden Körpern berührt wird. Ist aber das Gas von atmosphärischer Luft verunreiniget, so entzündet er sich sehr leicht. Kohle und Eisen können in diesem Gase mit denselben Erscheinungen, wie im Sauerstoffgase, verbrannt werden. Im Allgemeinen erfordern jedoch die Körper, die in diesem Gase verbrennen sollen, einen höheren Wärmegrad, als zur Entzündung im Sauerstoffgase.

Thiere und Menschen, welche dieses Gas einathmen, empfinden dabei einen eigenen angenehmen süfslichen Geschmack, der die ganze Lunge auszufüllen scheint, und wenn das Gas frei von atmosphärischer Luft ist, auch die Lunge vor dem Einathmen desselben gut von der Luft entleert wird, so fallen sie in eine Art von behaglichen Rausch, der eine oder ein Paar Minuten dauert, und ohne nachtheilige Folgen wieder verschwindet. Das Einathmen geschieht aus einem Beutel von Goldschlägerblättchen, der mit einem hinlänglich weiten, passenden Mundstücke versehen ist, auf die Weise, dafs man aus dem Beutel ein- und in ihn ausathmet, auch die Nasenlöcher gut zuhält. Das Volumen des Gases nimmt dabei schnell ab, und von 3 bis 4 Quart bleibt nach einer Minute Ein- und Ausathmen wenig mehr als einige Cubikzoll zurück. Der Rausch kann durch lang fortgesetztes Einathmen bis zum Verlust der Besinnung gehen. Man hat übrigens nicht gefunden, dafs das Gas einen schädlichen Einflufs auf die Gesundheit hätte, und die Nachtheile, die mancher davon empfunden hat, rühren von beigemengtem Salzsäure-Superoxydul her, wenn bei der Entwickelung unreines Salz gebraucht worden ist. Wegen dieser berauschenden Eigenschaften hat man das Gas auch L u s t g a s genannt. Es wird vom Blute aufgelöst, welches

davon eine purpurrothe Farbe annimmt und ein ganz kleiner Theil desselben wird beim Einathmen zersetzt. Ein in dieses Gas eingesperrtes Thier stirbt an den fortwährenden Wirkungen des Berauschens. Ich verweise übrigens deshalb auf meine Vorlesungen über die Thier-Chemie. (*Föreläsningar i Djurkemien.* 1 *Del.* S. 202. f.)

Mit den feuerfesten Alkalien kann das Stickstoffoxydul, nach Davy's Versuchen, verbunden werden, und damit eigene Salze geben, die einen eigenen, scharfen, ätzenden, alkalischen Geschmack besitzen. Diese Verbindungen können nur dargestellt werden, wenn ein Gemenge von ätzendem und schweflichtsaurem Alkali in Salpetergas gebracht wird; dieses giebt nämlich seinen Sauerstoff an die schweflichte Säure ab, und das Stickstoffoxydul verbindet sich in dem Augenblicke, wo es gebildet wird, mit dem freien Alkali. Die Vereinigung kann indessen nicht unmittelbar geschehen, und die Aetzlauge löst von diesem Gase nicht mehr, als das reine Wasser, auf. Diese Verbindungen krystallisiren und werden durch die schwächsten Säuren zerlegt, mitunter selbst von der Kohlensäure der Luft, wobei das Stickstoffoxydul ausgetrieben wird. Sie detoniren schwach mit brennbaren Körpern und sind übrigens wenig bekannt. — Die Verbindung des Stickstoffoxyduls mit Ammoniak und alkalischen Erden hat nicht gelingen wollen.

Zusammensetzung des Stickstoffs und seiner Oxydationsstufen.

Ich habe im Vorhergehenden von der quantitativen Zusammensetzung des Stickstoffs und seiner Oxyde und Säuren nichts erwähnt, um dem Leser diese wichtige und delikate Frage im Zusammenhange vorlegen zu können.

Aus dem, was ich sowohl über den Stickstoff, als über das Ammoniak angeführt habe, ergiebt sich, daſs die Zusammensetzung der Salpetersäure auf zweierlei Weise betrachtet werden kann, nämlich entweder als aus Stickstoff und Sauerstoff, oder aus Nitricum und Sauer-

stoff zusammengesetzt. Wir werden nun beide Fälle näher betrachten und mit dem anfangen, wo der Stickstoff als Radikal der Salpetersäure betrachtet wird.

Es ist eigentlich Gay-Lussac, welchem wir die genauere Kenntniſs von der Zusammensetzung der beiden Oxyde zu verdanken haben, indem er fand, daſs Kalium, wenn es in einem der beiden Gase erhitzt wird, sich entzündet und brennt, und daſs dabei Kali und Stickstoff gebildet wird. 100 Volumentheile des Oxyduls lassen dabei 100 gleiche Theile Stickstoffgas zurück; 100 Theile des Oxyds aber nur 50 Theile. Durch die Untersuchung, wieviel Kalium dabei oxydirt werde, fand Gay-Lussac, daſs das gasförmige Stickstoffoxydul aus einer Verbindung von zwei Volumentheilen Stickstoffgas mit 1 Theil Sauerstoffgas bestehe, die sich im Augenblicke der Verbindung von 3 zu 2 Volumentheilen zusammenziehen. Das Stickstoff-Oxydgas hingegen besteht, nach seinen Versuchen, aus gleichen Volumentheilen beider Gasarten, die sich bei der Vereinigung nicht zusammenziehen; und ein strenger Beweis für die Richtigkeit dieser Schlüsse ist, daſs das specifische Gewicht beider Gasarten genau so viel beträgt, als es betragen müſste, wenn man annimmt, daſs sie so zusammengesetzt sind.

Was die Zusammensetzung der salpetrichten Säure betrifft, so ist man nicht ganz einig darüber gewesen, weil diese Säure den analytischen Untersuchungen nicht in absolut isolirter Gestalt unterworfen werden kann, und weil man einige Zeit lang ihre Verbindungen mit der Salpetersäure, welche man durch die Vermischung des gasförmigen Stickstoffoxyds mit Sauerstoffgas erhält, für reine salpetrichte Säure angesehen hat. Seitdem man aber gefunden hat, daſs die salpetrichte Säure, wenn sie mit Ammoniak neutralisirt wird, die Eigenschaft hat, daſs eine Auflösung ihres Salzes im Wasser, sich mit Entwikkelung von reinem Stickstoffgase zersetzt, ohne daſs eins von den Oxyden des Stickstoffs dabei zum Vorschein kommt, und ohne daſs das Salz seiner Neutralität dadurch beraubt wird; so muſs diese Säure dem Volumen nach

aus 2 Theilen Stickstoffgas und 3 Theilen Sauerstoffgas bestehen, weil unter diesen Umständen kein anderes Verhältnifs möglich ist, so dafs dadurch alle, durch ungleiche Resultate unmittelbarer Versuche entstandene Streitigkeiten, geschlichtet sind. Da man auf dieselbe Weise gefunden hat, dafs salpetersaures Ammoniak, ohne Veränderung seiner Neutralität, in Wasser und Stickstoffoxydul zerlegt, und dafs dabei weder Stickstoffgas, noch Stickstoffoxydgas zugleich mit entwickelt wird, auch ohne dafs das Salz seine Neutralität dabei verliert; so folgt daraus, dafs in der Salpetersäure 2 Volumentheile Stickstoffgas mit 5 Volumentheilen Sauerstoffgas verbunden sein müssen, wie überdiefs auch durch direkte Versuche bestimmt ausgemittelt ist.

Verwandelt man diese Maafstheile in Gewichtstheile, so bestehen die Oxydationsstufen des Stickstoffs aus:

	Stickstoff.	Sauerstoff.	Stickstoff.	Sauerstoff.
Stickstoffoxydul	63,93	36,07	100	56,414
Stickstoffoxyd	46,99	53,01	—	112,828
Salpetrichte Säure	37,14	62,86	=	169,242
Salpetersäure	26,17	73,83	—	282,071

Diese Zahlen fallen etwas höher im Sauerstoffgehalte aus, wenn man sie nach Biot's und Arrago's Wägung des Stickstoffgases berechnet, dessen specifisches Gewicht dabei etwas zu leicht bestimmt worden zu sein scheint. Sie sind durch Berechnung aus der, durch unmittelbare Versuche bestimmten Sättigungs-Capacität der Salpetersäure ausgemittelt.

Wir sehen sonach hieraus, dafs die Progression, in welcher der Stickstoff sich mit dem Sauerstoff verbindet, sich verhält, wie die Zahlen 1 zu $\frac{1}{2}$, 1, 1$\frac{1}{2}$ und 2$\frac{1}{2}$, oder wie 2 zu 1, 2, 3 und 5. Das nachfolgende Schema zeigt die relativen Volumina der Bestandtheile der verschiedenen Stickstoffoxyde, in kleinen Quadraten. Die mit R ausgefüllten Vierecke bezeichnen die Volumina des Radikals, die leeren aber die Volumina des Sauerstoffs.

R	R	1					Stickstoffoxydul,
R	R	2					Stickstoffoxyd,
R	R	3					Salpetrichte Säure,
R	R	5					Salpetersäure.

Wir haben auch gesehen, daſs die Sättigungs-Capacität bei der Salpetersäure 14,75 und bei der salpetrichten Säure 20,953 beträgt, d. h. daſs sich in der Salpetersäure 5mal, in der salpetrichten Säure 3mal soviel Sauerstoff befindet, als in irgend einem Oxyde enthalten ist, welches mit diesen Säuren neutrale Verbindungen geben kann.

Es ist eine, bis auf sehr wenige Ausnahmen gültige Regel, daſs, wenn zwei oxydirte Körper sich verbinden, der Sauerstoff des Einen entweder dem Sauerstoff des Andern gleich, oder ein Vielfaches desselben mit einer ganzen Zahl, z. B. 2, 3, 4, 5 u. s. w. ist. Die Zusammensetzung der neutralen salpetersauren und salpetrichtsauren Salze stimmt folglich vollkommen mit dieser Regel überein, selbst wenn man den Stickstoff als das einfache Radikal der Säure betrachtet.

Allein beide Säuren können sich mit gröſseren Quantitäten gewisser Oxyde verbinden, als ihre Neutralisation gerade erfordert. Die Salpetersäure kann sich z. B. mit Bleioxyd in vier verschiedenen Verhältnissen vereinigen, die sich gegen einander verhalten, wie die Zahlen 1, 2, 3 und 6. In der ersten dieser Verbindungen enthält die Säure 5mal den Sauerstoff des Bleioxyds; in der andern $2\frac{1}{2}$ mal; in der dritten $1\frac{2}{3}$ mal und in der vierten enthält das Bleioxyd $1\frac{1}{5}$ mal soviel Sauerstoff als die Säure.

Eben so kann sich die salpetrichte Säure in drei verschiedenen Verhältnissen mit dem Bleioxyd verbinden, die sich wie 1, 2 und 4 zu einander verhalten. In dem ersten enthält die Säure 3mal soviel Sauerstoff als das

Bleioxyd, in dem zweiten $1\frac{1}{2}$ mal soviel, und im dritten enthält das Bleioxyd $1\frac{1}{3}$ mal soviel Sauerstoff als die Säure.

Von solchen Abweichungen von der allgemeinen Regel treffen wir auch Beispiele bei den Arsenik- und Phosphorsäuren; doch mit Ausnahme der letzten Grade, wo das Oxyd $1\frac{1}{5}$ und $1\frac{1}{3}$ mal soviel Sauerstoff als die Säure enthält, welche bis jetzt noch bei keiner andern Säure, als bei der Salpetersäure, aufgefunden worden sind.

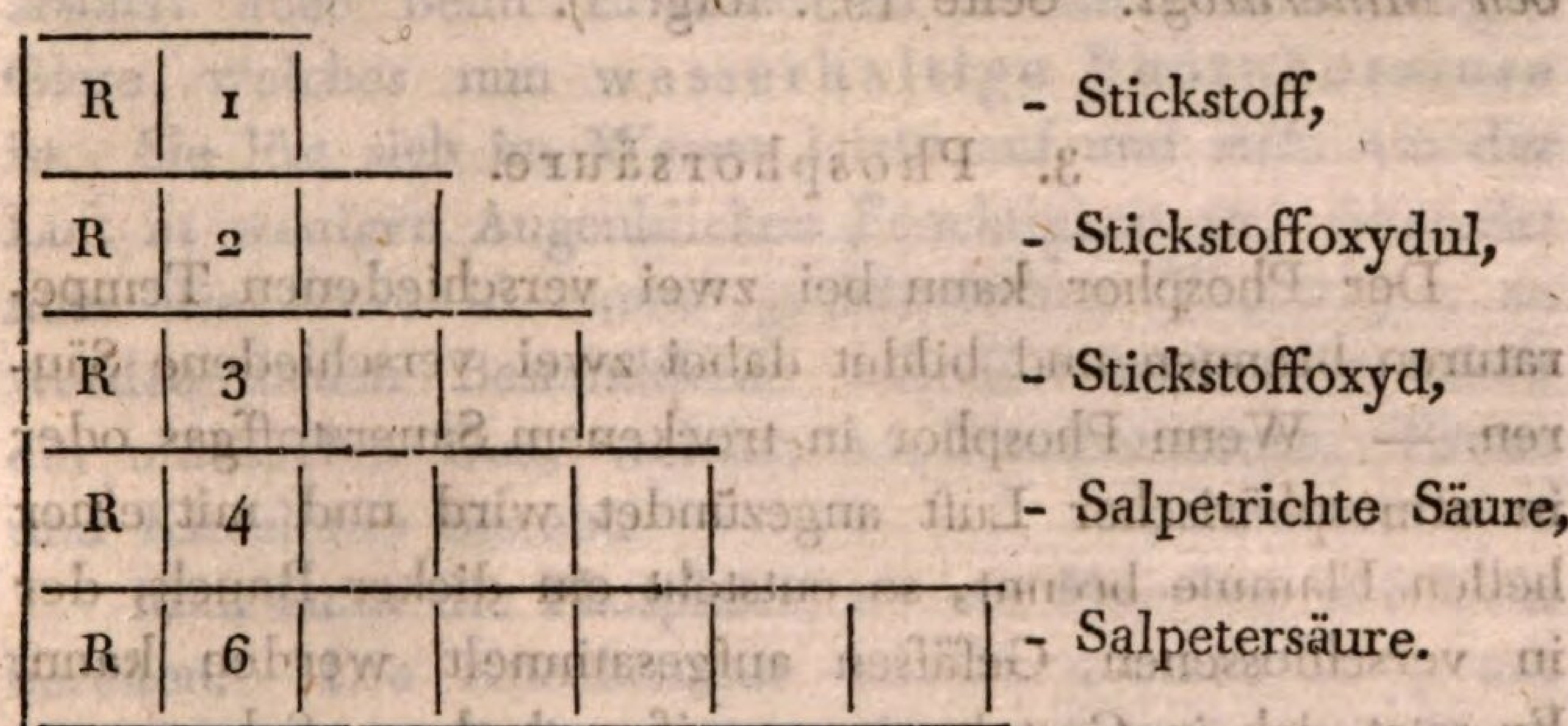
Vom ersten Ursprunge der antiphlogistischen Chemie an, bis zu der Entdeckung, dafs sich das Ammoniak durch die elektrische Säule zu einem, mit Quecksilber amalgamirbaren metallartigen Körper reduciren lasse, haben mancherlei Umstände zu der Vermuthung Anlafs gegeben, dafs auch der Stickstoff zusammengesetzt sei. Es war daher natürlich, zu untersuchen, in wiefern die Ansichten über die Zusammensetzung des Stickstoffs, die im Vorhergehenden erwähnt worden sind, etwas dazu beitragen könnten, jene Abweichungen der Salpetersäuren von dem gewöhnlichen Verhalten anderer Körper zu erklären.

Wir haben gesehen, dafs der Stickstoff eine bestimmte Menge Sauerstoff enthalten könnte, welche, nach der Zusammensetzung des Ammoniaks berechnet, 56,414 Prozent vom Gewichte des Stickstoffs ausmacht. Bringt man dieses Gewicht auf das Volumen, so findet man, dafs dasselbe als Sauerstoff betrachtet, genau die Hälfte von dem Volumen des Stickstoffgases beträgt. Denn wenn das specifische Gewicht des letztern, nach meiner und Dulong's Wägung, 0,976 beträgt, das des Sauerstoffgases aber 1,1026 ist, wovon die Hälfte 0,5513 ausmacht, so müssen auf 9,76 Theile Stickstoff 5,513 Theile Sauerstoff kommen, und es verhält sich 9,76 : 5,513 = 100 : 56,464. In diesem Falle bestände sonach der Stickstoff aus 1 Volumen Nitricum mit 1 Volumen Sauerstoff, und die Oxydationsstufen des Nitricum würden gebildet aus 1 Volumen Nitricum mit 1, 2, 3, 4 und 6 Volumina Sauerstoff. Diefs giebt für die Zusammensetzung dieser Oxy-

dationsstufen dem Gewicht und Volumen nach folgende Reihe:

	dem Gewichte nach				d. Vol. nach.	
	Nitricum.	Sauerst.	Nitr.	Sauerst.	Nitr.	Sauerst.
Stickstoff	43,536	56,464.	100	129,694	1	1
Stickstoffoxydul	27,87	72,13.	—	258,809	1	2
Stickstoffoxyd	20,48	79,52.	—	388,281	1	3
Salpetrichte S.	16,19	83,81.	—	517,665	1	4
Salpetersäure	11,41	88,59.	—	776,424	1	6

Nach dieser Ansicht über die Zusammensetzung der Salpetersäure stellt sich das oben über die Oxyde des Stickstoffs gegebene Schema folgendergestalt dar:



Wenden wir nun diese durch Berechnung gefundenen hypothetischen Zusammensetzungen dazu an, die oben erwähnten anscheinenden Anomalien in den Verbindungen der Salpetersäuren mit verschiedenen Oxyden, z. B. des Bleies, auszugleichen; so finden wir, daſs in den neutralen Verbindungen die salpetrichte Salpetersäure 6 mal, die Säure aber 4 mal soviel Sauerstoff enthalte, als das Bleioxyd; wogegen in den nachfolgenden Verbindungen, in der Salpetersäure 3 mal, 2 mal oder einmal, und in der salpetrichten Säure zweimal und einmal soviel Sauerstoff, als im Bleioxyd, enthalten ist.

So lange die bei der Arsenik- und Phosphorsäure eintretende ähnliche Ausnahme nicht auf genügende Weise so erklärt werden kann, daſs sie mit der oben angeführ-

ten Regel für die Verbindungen der oxydirten Körper übereinstimmt; so lange kann die gegebene Berechnung allerdings wohl nicht als entscheidender Beweis angesehen werden. Wenn man indessen alle Umstände, welche für die Zusammensetzung des Stickstoffs aus Sauerstoff und einem bis jetzt in isolirter Gestalt unbekannten Körper sprechen, zusammenstellt, und in Erwägung zieht, dafs dieselben insgesammt ein und dasselbe Resultat geben; so wird eine solche Ansicht wohl einige Aufmerksamkeit verdienen.

Diejenigen, welche eine ausführlichere Entwickelung der hier vorgetragenen Ideen wünschen, verweise ich auf den 5ten Theil der *Afhandlingar i Fysik, Kemi och Mineralogi.* Seite 193. folg. *).

3. Phosphorsäure.

Der Phosphor kann bei zwei verschiedenen Temperaturen brennen und bildet dabei zwei verschiedene Säuren. — Wenn Phosphor in trockenem Sauerstoffgas oder in atmosphärischer Luft angezündet wird und mit einer hellen Flamme brennt, so entsteht ein dicker Rauch, der in verschlossenen Gefäfsen aufgesammelt werden kann. Er setzt sich in Gestalt eines weifsen lockern Schnees an, der, wenn er ins Wasser kommt, sich erhitzt, und dabei ein Zischen verursacht, wie wenn man glühendes Eisen in Wasser taucht. Diese Flocken sind wasserfreie Phosphorsäure, die auf keine andere Weise erhalten werden kann. Zur Aufsammlung aller durch Verbrennen erzeugten Phosphorsäure wird aber ein weitläuftiger Apparat erfordert, wodurch die Arbeit erschwert wird.

Am besten und leichtesten erhält man diese Säure, wenn man 1 Theil Phosphor bei gelinder Wärme mit 12 Theilen verdünnter reiner Salpetersäure (die z. B. aus 4 Thei-

*) Das deutsche Original des hier angeführten Aufsatzes befindet sich in Gilberts Annalen der Physik. Febr. 1814.

4 Theilen rauchender Säure und 8 Theilen Wasser besteht) kocht. Es wird dabei der Phosphor auf Kosten der Salpetersäure oxydirt und Stickstoffoxydgas in Menge entwickelt. Am besten macht man diese Arbeit in einer Retorte mit tubulirter Vorlage, um die Säure aufzufangen, die zugleich mit dem Gase übergeht. Ist der Phosphor verschwunden, so wird die Destillation noch so lange fortgesetzt, als noch etwas von Salpetersäure übergeht. Die Phosphorsäure bleibt dann in der Retorte zurück und bildet eine syrupartige, ungefärbte Flüssigkeit. Sie enthält noch viel Wasser, und ein wenig Salpetersäure, wovon sie durch Brennen im Platintiegel befreit werden kann. Die gebrannte Säure schmilzt und fliefst wie Oel, erstarrt aber beim Erkalten zu einem durchsichtigen Glase, welches nun wasserhaltige Phosphorsäure ist. Sie löst sich im Wasser leicht auf und zieht aus der Luft in wenigen Augenblicken Feuchtigkeit an. Schmelzt man die Säure in einem gewöhnlichen Thontiegel, so werden dessen Bestandtheile aufgelöst und man erhält ein unlösliches Gas, welches aus Phosphorsäure, Thon- und Kieselerde besteht.

Man kann die Phosphorsäure aus Knochen und Urin bereiten. Die Knochenerde besteht nämlich zu $\frac{4}{5}$ aus phosphorsaurem Kalk, und aus diesem läfst sich die Phosphorsäure auf folgende Weise ausscheiden. Die Knochen werden weifs gebrannt und in Salpetersäure aufgelöst, so lange sich noch etwas auflösen kann; hierauf wird die filtrirte Lösung mit Wasser verdünnt, und mit einer Auflösung von essigsaurem und salpetersaurem Blei gemengt, bis das Gemenge einen süfsen Geschmack annimmt. Geschieht die Fällung mit essigsaurem Blei, so enthält der Niederschlag bisweilen zugleich einen kleinen Antheil von phosphorsaurem Kalk, der sich jedoch sehr leicht zerlegen läfst, wenn man dem Gemenge einen geringen Ueberschufs von essigsaurem Blei zusetzt und dasselbe nachher einige Stunden digerirt. Die Phosphorsäure verbindet sich hier mit dem Bleie zu einem im Wasser unlöslichen Salze, welches sich niederschlägt, während der

Kalk mit der Salpetersäure verbunden bleibt. Der erhaltene Niederschlag wird aufs Filtrum gebracht, mit kochendheifsem Wasser gut ausgewaschen, getrocknet und geglüht, um ihn von etwa anhängenden brennbaren Stoffen zu befreien. Das phosphorsaure Blei wird sodann durch Digestion mit verdünnter Schwefelsäure zerlegt, wobei sich das Bleioxyd mit der letztern zu unlöslichem schwefelsauren Bleie verbindet und die Phosphorsäure frei wird, die sich in dem Wasser auflöst, womit die Schwefelsäure verdünnt war. 100 Theile geglühtes phosphorsaures Blei erfordern 33,25 Schwefelsäure von 1,85 specifischem Gewicht, die mit 12 bis 16 Theilen Wasser verdünnt werden. Die erhaltene Säure wird filtrirt und bis zur Syrupsdicke abgedunstet, worauf sie durch Brennen im Platintiegel vom Wasser und der überschüssig zugesetzten Schwefelsäure befreit werden kann. Findet man die Säure bleihaltig, so kann man vor der Abdunstung einen Strom von Schwefelwasserstoffgas durchgehen lassen, oder sie, nach der Abdunstung bis zur Syrupsdicke, in Alkohol auflösen, wodurch das aufgelöste Bleisalz gefällt wird.

Eine andere Art, diese Säure zu medicinischem Gebrauch zu bereiten, ist die Digestion 1 Theils gebrannter Knochen mit $\frac{2}{3}$ ihres Gewichts concentrirter Schwefelsäure, die mit 10 Theilen Wasser verdünnt ist. Man erhält dadurch schwefelsauren Kalk, der zum gröfsten Theile unlöslich bleibt, und eine Auflösung von saurem phosphorsauren Kalk, die durch das Filtrum von dem Unaufgelösten abgeschieden wird. Die Lösung wird mit ätzendem Ammoniak vermischt, welches basisch-phosphorsauren Kalk niederschlägt, und in Verbindung mit der überschüssigen Säure als phosphorsaures Ammoniak in der Lösung zurückbleibt. Diese wird nachher abgedampft und durch Filtriren von dem Gypse gereiniget, der sich von Zeit zu Zeit niederschlägt, darauf das Salz eingetrocknet und in einem Platintiegel vorsichtig in glühenden Flufs gebracht, wobei das Ammoniak unter Aufschäumen der Masse ausgetrieben wird, die Säure aber zurückbleibt.

Aus Urin kann man Phosphorsäure bereiten, wenn man ihn mit Bleiessig mengt, so lange noch ein Niederschlag erfolgt. Dieser Niederschlag besteht aus schwefelsaurem, salzsaurem und phosphorsaurem Blei, und wird gewaschen, gebrannt und durch Schwefelsäure zerlegt.

Den sauren phosphorsauren Kalk kann man auch zerlegen, wenn man ihn bis zur Consistenz eines dünnen Syrups abdampft, und dann mit Schwefelsäure, welche mit Alkohol verdünnt worden ist, so lange mengt, bis die Flüssigkeit, nachdem sie eine Weile digerirt worden, Schwefelsäure im Ueberschusse enthält, worauf sie filtrirt und ausgedrückt wird. Der Alkohol wird nahher in einer Retorte mit Vorlage abdestillirt, und die liquide Säure in Platingefäfsen abgedampft, bis die überflüssige Schwefelsäure ausgetrieben ist.

Die wasserfreie Phosphorsäure ist wenig gekannt. Die wasserhaltige Phosphorsäure ist feuerbeständig und verflüchtiget sich sehr unbedeutend, selbst beim Weifsglühen. Sie kann durch Schmelzen nicht vom Wasser befreit werden, und hält einen bedeutenden Theil davon zurück, dessen Menge jedoch noch nicht sicher bestimmt ist. Im geschmolzenen Zustande ähnelt sie einem Glase; ist sie rein, so löst sie sich allmählig im Wasser auf. Dieses Auflösen ist oft von einem fortwährenden Prasseln des ungelösten Theils begleitet, welches wahrscheinlich vom Zerspringen des Glases herrührt. Enthält hingegen die Säure eine geringe Menge Kalk oder andere fremde Stoffe, so löst sie sich nach der Verglasung im Wasser entweder gar nicht mehr, oder doch nur sehr langsam auf. Diese Auflösung hat einen angenehmen, scharf sauren Geschmack und ist eine von den stärkeren Säuren. Auf nassem Wege, d. h. im aufgelösten Zustande, weicht sie der Schwefel-, Salpeter- und Salzsäure; allein bei höherer Temperatur treibt sie dieselben aus, weil die Phosphorsäure, als feuerbeständig, unaufhörlich durch ihre Masse fortwirken kann, wogegen die von ihr ausgetriebenen Theile der übrigen Säuren sich sogleich verflüchtigen. Die Phosphorsäure wird nicht blofs vom Wasser, son-

dern auch vom Alkohol aufgelöst. Von der Kohle und den Metallen wird sie bei höherer Temperatur zerlegt.

Die Phosphorsäure besteht aus 44 Theilen Phosphor und 56 Theilen Sauerstoff, oder 100 Theile Phosphor vereinigen sich mit 127,45 Theilen Sauerstoff. Die Sättigungs-Capacität derselben beträgt 22,4; sie weicht von dem Verhalten anderer Säuren darin ab, daſs sie mit Alkalien keine neutrale krystallisirende Salze giebt, sondern daſs die anschieſsenden Salze immer einen Ueberschuſs entweder von Säure, oder von Alkali enthalten. Im ersteren Falle enthält die Säure 5 und im zweiten $2\frac{1}{2}$ mal den Sauerstoff des Alkali's, welches letztere ihr gewöhnliches Verhältniſs ist. Dieser Umstand hat, wie beim Stickstoff, zu der Vermuthung Anlaſs gegeben, daſs der Phosphor Sauerstoff enthalte; indessen scheinen die bisherigen Versuche diese Vermuthung nicht zu rechtfertigen.

Phosphorichte Säure.

Wenn man den Phosphor, bei einer nicht über + 20° ansteigenden Wärme, der freien Luft aussetzt, so leuchtet er mit einem blassen und schwachen Scheine und giebt einen weiſsen, knoblauchartig riechenden Rauch von sich, welcher Wasser aus der Luft anzieht, sich damit verdichtet und eine schwache flüssige Säure bildet, welche phosphorichte Säure genannt wird.

Man sammelt diese Säure auf die Weise, daſs man kleine Stückchen Phosphor an Dräthen (die man am besten einschmilzt) über einem Glastrichter so aufhängt, daſs sie frei hängen und keines das andere berührt *). Oder man steckt auch jedes Stückchen Phosphor in eine offene Glasröhre, deren untere Oeffnung etwas zusammengezogen ist, so daſs der Phosphor nicht herausfallen kann, und mit diesen Röhren füllt man sodann den

*) Man kann sie auch in einer gewissen Entfernung von einander an einem Golddrathe anreihen.

Trichter an. Der Trichter wird in die Oeffnung einer Flasche gestellt, diese in ein Wasserfaſs gesetzt und über dieselbe eine tubulirte Glasglocke gestürzt. Der Phosphor oxydirt sich hierbei zur phosphorichten Säure, welche allmählig durch den Trichter in die Flasche hinabtropft. Die Phosphorstückchen dürfen einander nicht berühren, weil sonst in den Berührungspunkten oft eine solche Hitze entsteht, daſs die ganze Masse sich entzündet und zu Phosphorsäure verbrennt. Die Glocke wird deſshalb übergestürzt, um die Luft um den Trichter herum stets feucht zu erhalten und durch Oeffnung oder Verschlieſsung des Pfropfes das Verbrennen besser reguliren, auch die Entzündung verhindern zu können. Indessen bedarf es dieser Vorsichtsmaaſsregel nicht, sobald der Phosphor in Glasröhren eingeschlossen ist. Die Vorrichtung muſs daher auch auf eine kühle Stelle, vorzüglich aber nicht in die Sonne gestellt werden.

Zur völligen Verwandlung des Phosphors in die phosphorichte Säure vergehen oft mehrere Wochen. Die erhaltene Säure ist wasserhell, von Syrupsdicke, riecht unangenehm nach Phosphor und hat einen eigenen stinkendsauren Geschmack. 1 Theil Phosphor giebt 3 Theile tropfbarflüssige phosphorichte Säure, welche jedoch durch Phosphorsäure stark verunreiniget ist. Nach Davy's Versuchen soll man wasserfreie phosphorichte Säure erhalten, wenn der Phosphor bei mäſsiger Hitze in verdünnter Luft brennt. Diese Säure bildet eine weiſse Masse und ist flüchtig.

Eine andere Art, die phosphorichte Säure zu erhalten, hat ebenfalls Davy auf folgende Weise angegeben: Man läſst Dämpfe von Phosphor durch eine erhitzte Glasröhre streichen, in welche man vorher grob zerstoſsenes salzsaures Quecksilberoxydul (Calomel) eingelegt hat, wobei der Phosphor auf Kosten des Oxyduls zu phosphorichter Säure oxydirt wird und sich mit der Salzsäure zu einer flüchtigen Flüssigkeit verbindet, die in einer, am Ende des Rohres angebrachten Vorlage aufgesammelt werden kann. Diese Verbindung, von welcher ich bei der

Salzsäure ausführlicher sprechen werde, wird vom Wasser zersetzt; wenn man nämlich einen geringen Antheil Wasser hinzugieſst, so entweicht die wasserhaltige Salzsäure in Gasgestalt, während die Masse sich erhitzt. Nachdem die Säuren mit Wasser versetzt worden, wird das Gemenge abgedunstet, wobei die Salzsäure entweicht, die phosphorichte Säure aber in Gestalt eines dicken Liquidums zurückbleibt, welches unter langsamen Verdunsten durchscheinende parallelepipedische Krystalle ansetzt, die aus wasserhaltiger phosphorichter Säure mit Krystallwasser bestehen. — Wird diese krystallisirte Säure erhitzt, so schmilzt sie in ihrem Krystallwasser, und fängt darauf an, sich so zu zerlegen, daſs die phosphorichte Säure in Phosphor und Phosphorsäure verwandelt wird, der Phosphor aber, im Augenblicke seiner Ausscheidung, einen Theil Wasser zerlegt, und theils mit dessen Sauerstoffe Phosphorsäure, theils mit dem Wasserstoffe Phosphor-Wasserstoffgas bildet, welches letztere in Blasen durch die Flüssigkeit emporsteigt und bei Berührung der Luft sich entzündet. Am Ende kann aber auch die ganze Masse Feuer fangen und brennen. In freier Luft wird sie sehr langsam oxydirt und in Phosphorsäure verwandelt; diese Oxydation geht aber desto schneller von statten, jemehr die Säure verdünnt ist. Sie muſs daher so stark concentrirt, wie möglich, und in gut verschlossenen Gefäſsen aufbewahrt werden. Zuletzt bleibt nur Phosphorsäure zurück.

Wird die phosphorichte Säure mit Metalloxyden oder Metallsalzen vermischt, welche ihren Sauerstoff leicht fahren lassen, wie z. B. von Quecksilber; so verwandelt sie sich auf Kosten des Oxyds oder Salzes in Phosphorsäure und die Metalle werden reduzirt. Mit Hülfe der Wärme geschieht diese Veränderung oft augenblicklich. Versucht man leicht oxydirbare Metalle, z. B. Eisen oder Zink, in phosphorichter Säure aufzulösen, so wird Phosphor-Wasserstoffgas entwickelt, und die Lösung enthält ein phosphorsaures Metallsalz.

Die phosphorichte Säure besteht aus 56,67 Theilen

Phosphor und 43,33 Sauerstoff; oder 100 Theile Phosphor verbinden sich mit 76,446 Sauerstoff. Bei den meisten Körpern tritt der Fall ein, daſs der Sauerstoff in zwei aufeinander folgenden Oxyden sich wie 1 : 1½, d. h. wie 2 : 3, oder doch wie 1 : 2 verhält. Von diesen Verhältnissen machen die beiden Säuren des Phosphors eine Ausnahme. Wir haben gesehen, daſs die gewöhnliche Sättigungs-Capacität der Phosphorsäure $\frac{2}{5}$ ihres Sauerstoffgehalts beträgt, und wir finden hier ein ähnliches Verhältniſs wieder, weil der Phosphor in der Phosphorsäure $\frac{2}{5}$ Sauerstoff mehr, als in der phosphorichten Säure aufnimmt und der Sauerstoff in jener zu dem Sauerstoffe in letzterer sich verhält = 5 : 3. In dieser Hinsicht haben diese Säuren viel Analogie mit den beiden Salpetersäuren, wenn man diese als aus Stickstoff und Sauerstoff bestehend ansieht; und alle Anomalien, welche die Phosphorsäure darbietet, würden verschwinden, wenn der Phosphor ein oxydirter Körper wäre, wie man beim Stickstoff hypothetisch annimmt. Indessen ist durch Versuche ausgemittelt worden, daſs sich der Phosphor mit anderen brennbaren Körpern, z. B. mit Metallen, verbindet, ohne etwas Sauerstoff zu verlieren, und der Phosphor im Phosphoreisen giebt dieselbe Menge Phosphorsäure, welche ein gleiches Gewicht Phosphor in gewöhnlicher Gestalt liefert.

Die Sättigungs-Capacität der phosphorichten Säure ist 28,914, oder die Basis, durch welche sie neutralisirt wird, enthält $\frac{2}{3}$ soviel Sauerstoff, als die phosphorichte Säure. Sie gehört zu den schwächeren Säuren.

Man hat allen Grund zu vermuthen, daſs die beiden Phosphorsäuren sich mit einander verbinden können, und daſs das, was man vor Davy als phosphorichte Säure betrachtete, eigentlich nichts anderes, als eine solche Verbindung gewesen sei. Thenard fand, daſs in der Phosphorsäure, welche durch das Leuchten des Phosphors in feuchter Luft gebildet wird, 100 Theile Phosphor 100 Theile Sauerstoff, also mehr, als in der phosphorichten, und weniger, als in der Phosphorsäure, aufnehmen. Ob dieſs übrigens eine chemische Verbindung, oder bloſs

eine gleichzeitige Bildung und ein dadurch entstehendes Gemenge sei, ist noch nicht durch entscheidende Versuche bestimmt.

Unterphosphorichte Säure.

Dulong hat entdeckt, daſs der Phosphor noch eine dritte Säure bilden kann, die noch weniger Sauerstoff als die phosphorichte Säure enthält und von ihrem Entdecker *Acide hypophosphoreux*, im Deutschen unterphosphorichte Säure, genannt wird.

Man erhält sie, wenn Phosphor-Baryt mit Wasser übergossen und digerirt wird, wobei ein Theil des Phosphors auf Kosten des Wassers oxydirt und in diese Säure verwandelt wird, während ein anderer Theil desselben mit dem Wasserstoffe des Wassers Phosphor-Wasserstoffgas bildet. Die Säure verbindet sich mit der Baryterde zu einem im Wasser sehr leicht löslichen Salze, aus welchem, nach Abscheidung des ungelösten Rückstandes auf dem Filtrum, die Baryterde durch verdünnte Schwefelsäure leicht niedergeschlagen werden kann. Die Säure bleibt dabei in der Lösung zurück, und kann durch vorsichtige Abdunstung bis zur Stärke eines dünnen Syrups concentrirt, zum Krystallisiren aber nicht gebracht werden. Versucht man durch stärkere Hitze das Wasser auszutreiben, so wird die Säure zersetzt, stöſst Phosphor-Wasserstoffgas aus und verwandelt sich in Phosphorsäure. Die Lösung dieser Säure im Wasser hat einen beiſsenden und scharfen sauren Geschmack. Sie verbindet sich mit den Alkalien, Erden und Metallen zu eigenen Salzen, welche sich im Allgemeinen durch ihre groſse Leichtlöslichkeit auszeichnen, so daſs selbst diejenigen Körper, welche mit den beiden andern Phosphorsäuren schwerlösliche Salze geben, mit dieser leichtlösliche bilden.

Dulong giebt an, daſs er durch eine etwas verwikkelte, und folglich nicht ganz zuverlässige analytische Untersuchung gefunden habe, daſs sich der Phosphor in dieser Säure mit halb soviel Sauerstoff, als in der phospho-

richten verbinden möchte; fügt aber hinzu, daſs er es als möglich ansehe, daſs diese Säure in ihrer Zusammensetzung auch Wasserstoff enthalten, und daher eine Säure von zusammengesetztem Radikale sein könne.

4. Kohlensäure.

Die Kohlensäure entsteht, wenn Kohle bei vollem Zutritte von Sauerstoffgas verbrennt, wobei das Volumen des letztern durch die Verbindung mit der Kohle nicht verändert wird, sondern 100 Maaſstheile Sauerstoffgas genau 100 Maaſstheile Kohlenstoffgas hervorbringen. Das Verbrennen von Holzkohle ist indessen nicht die beste Art, diese Säure zu gewinnen; denn man kann den Kohlen in verschlossenen Gefäſsen selten einen so hinreichenden Zutritt von Sauerstoffgas verschaffen, daſs sie wirklich in Kohlensäure verwandelt würden. Vielmehr entsteht gewöhnlich, sobald die Kohle in volle Glut kommt, ein gasförmiges Kohlenoxyd, welches keine von den Eigenschaften der Kohlensäure besitzt. Dagegen kommt sie in der Natur reichlich verbreitet vor, und macht, in Verbindung mit Kalkerde, einen Hauptbestandtheil der Kreide, des Marmors, Kalksteins, der Muschelschaalen u. s. w. aus, aus welchen wir sie, mit Hülfe stärkerer Säuren, erhalten, welche sich mit der Kalkerde verbinden und die Kohlensäure austreiben.

Sie kann für sich selbst, bei keinem bekannten Grade von Kälte oder Druck, in fester oder flüssiger Gestalt dargestellt werden, sondern erhält sich immer in Gasform; und da sie auch durch das Athmen der Thiere und bei den meisten Verbrennungen gebildet wird, so macht die gasförmige Kohlensäure auch einen Bestandtheil der Atmosphäre aus, wie schon oben gezeigt worden ist.

Das kohlensaure Gas ist beträchtlich schwerer als die atmosphärische Luft; sein specifisches Gewicht beträgt nach meiner und Dulong's Wägung 1,524, nach de Saussure's 1,5269 und nach Biot's 1,51961. Seine absolute Strahlenberechnung ist = 0,000899573 und die relative

= 1,00476. Die specifische Wärme desselben beträgt 1,2583; mit einem gleichen Gewichte Luft verglichen: 0,828, und mit gleichem Gewichte Wasser 0,221. Weil es schwerer als die Luft ist, kann man kohlensaures Gas aus einem Gefäſse mit weiter Oeffnung in ein anderes füllen. Sperrt man ein kleines Thier, z. B. eine Maus, in ein gläsernes Gefäſs, und gieſst aus einem andern Gefäſs kohlensaures Gas hinein, so erstickt das Thier von dem herabflieſsenden Gase und stirbt unter Zuckungen; oder wenn man es über ein brennendes Licht gieſst, so verlöscht dieses, so daſs der Docht völlig zu glühen aufhört. — Man darf sich indessen nicht vorstellen, daſs das kohlensaure Gas bei diesen Versuchen wie Wasser in Oel fällt; vielmehr vermengt es sich sehr schnell mit der Luft, so daſs der Versuch gänzlich miſslingt, wenn man es aus einer Flasche oder Bouteille herausgieſst.

Das kohlensaure Gas hat einen unbestimmt sauren Geruch, gerade wie gährendes Bier, aus welchem es sich in groſser Menge entwickelt, einen sauren und etwas zusammenziehenden Geschmack, und röthet die blaue Farbe des Lakmus; doch verschwindet diese Röthe wieder, sowie das Gas verfliegt. Es verlöscht das Feuer, und erstickt die Thiere. Es findet sich an manchen Orten in unterirdischen Höhlen, und dringt bisweilen in Grubenbauen hervor, wo es die Arbeiter tödtet und ihre Lichter auslöscht. Dessen ungeachtet kann die atmosphärische Luft bis auf $\frac{1}{20}$ ihres Volumens kohlensaures Gas enthalten, ohne schädlich zu werden, und man hat eine solche Luft hier und da sogar in der Lungensucht für nützlich gehalten.

In der Glühhitze wird das kohlensaure Gas von brennbaren Körpern in Kohlenoxydgas verwandelt. Leitet man elektrische Ladungsfunken durch das kohlensaure Gas, so wird dessen Volumen erweitert, und das Gas in Sauerstoffgas und Kohlenoxydgas zerlegt; doch geht dieſs nur bis zu einer gewissen Stufe. Läſst man nun die unzerlegt gebliebene Kohlensäure von Kalkwasser einsaugen und leitet sodann einen elektrischen Funken durch den

Rückstand, so verbrennt dieser mit Explosion und es wird von neuem Kohlensäure gebildet. Leitet man Dämpfe von Phosphor durch glühenden kohlensauren Kalk, so wird die Kohlensäure zerstört; der Phosphor verbindet sich mit ihrem Sauerstoffe zu Phosphorsäure, und die Kohle wird reduzirt und bleibt in Gestalt eines schwarzen Pulvers zurück, sobald der phosphorsaure Kalk aufgelöst wird.

Wegen ihrer Flüchtigkeit und schwächeren Verwandtschaftsgrade wird die Kohlensäure von den meisten anderen Säuren ausgetrieben. Sie entweicht dabei in Gasgestalt, und wenn sie aus einer Flüssigkeit ausgetrieben wird, so entsteht durch die vielen kleinen Luftblasen, welche aufsteigen, und auf der Oberfläche zerspringen, ein brausender Laut. Geschieht die Entwickelung des kohlensauren Gases langsam und an freier Luft, so verdunstet es ohne Brausen auf der Oberfläche. Das stärkste Brausen geht übrigens immer von den Wänden des Gefäſses, oder von festen Körpern aus, die sich in der Flüssigkeit befinden, und überhaupt wird es durch Umrühren und Schütteln vermehrt.

Das kohlensaure Gas wird vom Wasser bis zu 1,06 vom Volumen des letztern aufgenommen; allein dasselbe Volumen kann bei niedrigerer Temperatur und bei vermehrtem Drucke eine weit gröſsere Menge Kohlensäure enthalten, als bei der gewöhnlichen Mitteltemperatur der Luft und bei mittlerem Barometerstande, und daher kann man das Wasser mit seinem 2 und 3 fachen Volumen an kohlensaurem Gase verbinden, wenn es bei + 16° und 25 Zoll Barometerhöhe gemessen ist.

Das Wasser läſst sich mit kohlensaurem Gase, in einem von J. G. Gahn erfundenen Apparat, auf folgende Weise verbinden. Auf eine Flasche mit zwei Oeffnungen (Fig. 2. Taf. III.), wovon die eine a b etwas weit sein muſs, wird ein Trichter (Fig. 3.) hineingesteckt, und mittelst eines Kautschuckbeutels daran befestiget, welcher unten abgeschnitten und luftdicht an den Hals der Flasche angebunden, oben aber mit seiner kleineren, flaschenähn-

lichen Oeffnung in einer schmalen Verengerung unterhalb des Trichters festgeknüpft wird. In die andere Oeffnung wird ein guter Kork eingesetzt, in welchen man vorher ein gekrümmtes Glasrohr (Fig. 2. d) eingepaſst hat. Diese Röhre wird mit zwei oder mehreren anderen zusammengefügt, und zwar mittelst kleiner Kautschuckbeutel, die an beiden Enden offen sind, und worin die Röhren eingeschoben und luftdicht festgebunden werden. In den Trichter wird ein haltbares hölzernes Stäbchen hineingesteckt, welches bis auf den Boden der Flasche reicht. Dieser Apparat dient zur Entwickelung der Säure.

Mit dem Wasser wird sie in einem kupfernen Kessel (Fig. 6.) verbunden, welcher inwendig gut verzinnt sein muſs. Im Boden dieses Kessels ist ein Loch, in welches eine Kupfertute, d, von 6 bis 8 Linien Durchmesser und 2 Zoll Länge, eingelöthet wird. In diese Tute wird ein guter Kork eingepaſst, der erst in geschmolzenes Wachs eingetaucht und dann mit einem Schlägel hineingetrieben wird. In den Kork macht man vorher ein Loch, durch welches man den Schaft einer eisernen Gabel (Fig. 4. c) durchsteckt, der mit etwas Talg eingeschmiert werden und streng hineingehen muſs, so daſs er vollkommen wasserdicht schlieſst. Auf die Zinken der Gabel a b, die sich im Kessel befinden, wird eine Schwinge (Fig. 5.) von verzinntem Kupferblech aufgesetzt. Bei d Fig. 4. wird eine kleine Metallscheibe angesteckt, die unten auſserhalb des Kessels zu stehen kommt und durch eine kleine Schraubenmutter fest gehalten wird. Dieſs alles wird wie in Fig. 8. zusammengesetzt.

Der Kessel wird auf ein hölzernes Gestelle (Fig. 7. d d d d) gesetzt, auf welchem man mit Hülfe einer Schnur, die um ein groſses Rad (c c c) geführt wird, die kleine Scheibe f, unter dem Boden des Kessels so in Bewegung setzen kann, daſs die Schwinge (Fig. 5.) im Kessel mit Heftigkeit umgedreht wird. Bei a a sind Bänder angebracht, damit der Apparat, wenn er nicht gebraucht wird, zusammengelegt werden kann und weniger Platz

einnimmt. Bei b ist eine Schraube, mittelst deren man das groſse Rad dem Kessel nähern oder es von ihm entfernen, und dadurch die Schnur anspannen oder schlaffer machen kann. Fig. 9. stellt eine Glocke von verzinntem Kupferblech *) vor, die gleiche Höhe mit dem Kessel, aber einen etwas geringeren Durchmesser hat, damit man sie leer in denselben hineinlassen kann. Ihr Boden ist in a b, und bei d e ist sie offen. Sie muſs so eingepaſst werden, daſs beim Einsetzen derselben in den Kessel ihr Boden a b ein oder ein Paar Linien unter die Oberfläche des Wassers zu stehen kommt. Der obere Kranz der Glocke, a d c b, dient nur zur Unterstützung des gebogenen Rohres c b, durch welches das Gas unter die Glocke geleitet werden soll und welches sonst leicht abgebrochen werden könnte.

Soll nun Wasser mit kohlensaurem Gase verbunden werden, so gieſst man soviel, mit $\frac{1}{6}$ seines Gewichts zerflossenen Eises gemengtes Wasser in den Kessel, bis es nahe am Rande desselben steht. Hierauf wird die Glocke so in den Kessel eingesenkt, daſs sie völlig vom Wasser angefüllt wird. Die Gasentwickelungsflasche Fig. 2. füllt man zum vierten Theil mit grob gestoſsener Kreide oder fein gepulvertem Marmor und gieſst durch den Trichter Schwefelsäure darauf, welche vorher mit 6 bis 8 mal soviel Wasser verdünnt worden ist. Die Schwefelsäure verbindet sich dabei mit der Kalkerde zu Gyps und treibt die Kohlensäure aus, welche mit Brausen in Gasgestalt fortgeht. Das Gas, welches zuerst entwickelt wird, führt die atmosphärische Luft der Flasche mit sich und wird nicht aufgefangen; dann aber wird das freie Ende des Ableitungsrohres, Fig. 2. e, mittelst eines Korks in der Oeffnung des Rohres c b an der Glocke Fig. 9. auf dieselbe Weise wie an der Flasche, befestiget. Die Schwefelsäure wird dann in kleinen Portionen durch den Trich-

*) Sie kann auch aus verzinntem Eisenblech bestehen; doch erhält man dann niemals ein vollkommen eisenfreies kohlensaures Wasser.

ter zugesetzt, (aus welchem kein Gas entweichen kann, weil seine untere Oeffnung am Boden der Flasche durch die flüssige Masse bedeckt ist), und dabei das Gemenge mit Hülfe des Holzstäbchens und des beweglichen Trichters fleifsig umgerührt, damit die Säure gleichförmig auf den kohlensauren Kalk wirken kann. In dem Maafse, wie das Gas sich entwickelt, steigt die Glocke in die Höhe, und sobald sie sich soweit erhoben hat, dafs ihr unterer Rand nur etwa $\frac{1}{2}$ Zoll noch unter Wasser steht, fängt man an, das Rad zu drehen, wodurch die Schwinge im Kessel in Bewegung gesetzt und das Wasser so umgerührt wird, dafs es der Berührung des Gases stets eine neue Oberfläche darbietet. Das Eis kühlt dasselbe bis 0°, oder einige Grad drüber, ab, vermindert dadurch das Volumen des im Wasser aufgenommenen Gases und bewirkt daher, dafs das Wasser eine gröfsere Menge Kohlensäure aufnehmen kann. Während des Umdrehens sinkt die Glocke, theils durch die Absorption des Gases, theils durch die Centralbewegung des Wassers, wodurch dieses nach dem oberen Rande des Kessels getrieben wird, daher dieser auch, wie Fig. 6. zeigt, eingebogen sein mufs, um dem Ueberlaufen des Wassers vorzubeugen.

Ein Handgriff mit einer Schnur, welche an der Glocke Fig. 8. befestiget ist, dient dazu, theils die Glocke zurückzuhalten und dadurch das Uebertreten des Wassers über die Seitenwände während des Drehens zu verhindern, theils die Glocke bei ihrem Aufsteigen während der Gasentwickelung aufrecht zu erhalten, zu welchem Behufe die Handhabe am anderen Ende auch mit einem kleinen Gewichte versehen wird. Sinkt die Glocke nicht mehr, so hört man auf zu drehen und läfst die uneingesaugt zurückgebliebene Luft heraus, die aus kohlensaurem Gase und atmosphärischer Luft, welche aus dem Wasser und Apparate herrührt, besteht.

Hierauf wird mehr Gas durch Schwefelsäure entwikkelt, die Glocke von neuem emporgetrieben und das Wasser in Bewegung gesetzt, und diefs alles 4 bis 5 Male wiederholt, jedesmal aber die nicht eingesogene Luft

sorgfältig herausgelassen. Wenn endlich nach langem Drehen die Glocke nicht mehr sinken will und noch zur Hälfte oder $\frac{2}{3}$ mit Gas gefüllt ist, so ist das Wasser gesättiget und enthält, wenn alle Fugen luftdicht verschlossen waren und der Versuch mit gehöriger Umsicht bewerkstelliget wurde, ein gleiches Volumen Gas, beide beim Frostpunkte, oder bei dem höheren Wärmegrade, gemessen, welchen das Wasser angenommen hat. Das Wasser wird nun auf kalte Flaschen gefüllt, die, wenn man das Wasser mit seinem vollen Gasgehalte haben will, vorher mit kohlensaurem Gase gefüllt werden müssen, weil sonst beim Abfüllen ein Theil davon verdunstet. Dieſs ist indessen so unbedeutend, daſs man keine Rücksicht darauf zu nehmen braucht, wenn die Bereitung im Groſsen geschieht. — Uebrigens verweise ich hierbei auf die, über die Mischung der Gase mit Wasser S. 347 ff. vorgetragenen Lehrsätze, aus welchen man die Nothwendigkeit ersehen wird, daſs das kohlensaure Gas, hauptsächlich bei den letzten Umdrehungen, vollkommen rein sein muſs.

Das mit kohlensaurem Gase gesättigte Wasser hat einen angenehmen, stechenden und schwach säuerlichen Geschmack, röthet das Lakmuspapier, fällt das Kalkwasser, und giebt alle seine Kohlensäure beim Kochen oder unter der Luftpumpe wieder von sich. Sein specifisches Gewicht ist 1,0015. Man nennt es gewöhnlich k o h l e n s a u r e s W a s s e r. Ein solches bei 0° bereitetes Wasser, welches in einer gut verkorkten Flasche bis zu + 10° erwärmt wird, giebt beim Oeffnen des Korkes einen Theil seiner Kohlensäure mit Aufbrausen von sich. Läſst man es gefrieren, so wird die Kohlensäure in dem nicht gefrorenen Theile condensirt; bis endlich auch dieser gefriert, wo sie dann in Gasgestalt entweicht und das Gefäſs zersprengt. Ein schwach kohlensaures Wasser kann gefrieren und sein kohlensaures Gas behalten, wenn das Gefäſs aushält. Verschiedene Metalle, besonders das Eisen, werden im kohlensauren Wasser, auf Kosten des Sauerstoffs des Wassers, in geringer Menge aufgelöst.

In mehreren Ländern Europens, vorzüglich in Deutschland, kommen natürliche kohlensaure Wasser vor, die mit kohlensaurem Alkali, kohlensauren Erden, kohlensaurem Eisen oder Mangan, und mit mehreren anderen fremdartigen Salzen vermischt sind. Solche Quellwasser findet man zu Pyrmont, Fachingen, Selters u. a. Wenn man zu dem künstlich bereiteten kohlensauren Wasser die Salze, die in jenen natürlichen enthalten sind, in gleichen Verhältnissen zusetzt; so erhält man künstliche Mineralwasser, die an Güte und Heilkraft die natürlichen vollkommen aufwiegen.

Geistige Getränke, die beim Ausgiefsen schäumen, enthalten Kohlensäure, welche mit langsamen Aufbrausen entweicht. Von dieser Art sind Bouteillenbier, Ale, der Champagnerwein u. m. a. In diesen ist die Kohlensäure durch Gährung gebildet worden und wird durch die verkorkte Flasche in der Flüssigkeit zurückgehalten. Diese Getränke brausen und schäumen noch stärker, wenn man sie mit Zucker mengt, und diefs rührt theils von der Luft her, welche in den Zwischenräumen des Zuckers enthalten ist, und worin die Kohlensäure abdunstet, theils von der Neigung des Gases, auf der Oberfläche eingelegter fester Körper ihre Gasgestalt wieder anzunehmen.

Das Aufbrausen, welches durch das Entweichen der Kohlensäure verursacht wird, wurde von den Alten Effervescentia genannt, und unter die wichtigsten Erscheinungen gerechnet. Black zeigte, dafs es von der Entwickelung einer Luftart herrühre, welche er fixe Luft nannte, weil er fand, dafs sie in verschiedenen Körpern in fester Gestalt vorhanden sei. Bergman bewies, dafs diese Luft eine gasförmige Säure sei, und gab ihr den Namen Luftsäure. Er erfand die Art und Weise, sie mit dem Wasser zu verbinden, und bestimmte gröfstentheils ihr Verhalten zu den Alkalien, Erden und Metallen.

Die Kohlensäure besteht nach Saussure's Versuchen aus 27,36 Theilen Kohlenstoff und 72,64 Theilen Sauerstoff. Man kann ihre Zusammensetzung auch nach dem spe-

specifischen Gewichte des kohlensauren Gases berechnen. Da man nämlich weiſs, daſs der Sauerstoff bei seiner Umwandlung in kohlensaures Gas sein Volumen nicht verändert, so folgt daraus, daſs Alles, was das kohlensaure Gas mehr als ein gleiches Volumen Sauerstoffgas wiegt, Kohlenstoff sei. Hiernach fällt der Sauerstoffgehalt auf 72,62 aus; oder 100 Theile Kohlenstoff nehmen 265,23 Theile Sauerstoff auf.

Ihre Sättigungs-Capacität beträgt 36,31, d. h. die Säure enthält zweimal soviel Sauerstoff, als die Basis, durch welche sie neutralisirt wird.

Oxydirtes Kohlenstoffgas. Gasförmiges Kohlenstoffoxyd. Kohlenoxydgas.

Wenn man kohlensaures Gas durch eine glühende eiserne Röhre über Kohle leitet, so wird die Kohle zum Theil auf Kosten der Kohlensäure oxydirt und bildet eine eigene brennbare Gasart, die aus Kohle mit weniger Sauerstoff, als in der Kohlensäure, besteht, und genau ein zweimal so groſses Volumen, als das angewandte kohlensaure Gas, einnimmt.

Man erhält dieses Gas auch, wenn man Metalloxyde mit mehr Kohle brennt, als zu deren Reduktion erforderlich ist. In der gröſsten Menge aber und am leichtesten bekommt man es, wenn man 3 Theile feingestoſsene Kreide oder Marmor mit 1 Theil feingepulverter und gut ausgebrannter Holzkohle mengt, und in einem solchen Apparate brennt, wie ich oben bei der Entwickelung des Sauerstoffgases aus Braunstein beschrieben habe. Die Kohlensäure wird hier durch die Kohle in Kohlenoxydgas verwandelt und die Kalkerde wird frei und ätzend. Ich habe schon erwähnt, daſs man auf diese Weise auch die Baryterde ätzend macht.

Das Kohlenoxydgas ist beinahe unlöslich im Wasser, welches davon nur $6\frac{1}{5}$ Prozent seines Volumens aufnimmt; auch hat es weder Geruch, noch Geschmack. Es ist etwas weniger leichter als die atmosphärische Luft; sein

specifisches Gewicht beträgt 0,9727. Die specifische Wärme desselben ist 1,034, und mit einem gleichen Gewicht Luft verglichen, 1,0805, mit einem gleichen Gewicht Wasser verglichen aber, 0,2884. Es ist entzündlich und brennt in der atmosphärischen Luft mit einer schönen hellblauen Flamme, welche stärker, als die des brennenden Alkohols, leuchtet. Mit Sauerstoffgas gemischt brennt es langsam, und erfordert genau ein halb so groſses Volumen Sauerstoffgas, um völlig zu verbrennen. Aus 100 Maaſs Kohlenoxydgas und 50 Maaſs Sauerstoffgas werden 100 Maaſs kohlensaures Gas gebildet, wobei sich also diese Gasarten um $\frac{1}{3}$ ihres vorherigen Volumens condensiren. Auch ersieht man hieraus, daſs das Volumen des Sauerstoffgases gerade verdoppelt werden muſs, wenn es sich mit Kohlenstoff zu Kohlenoxydgas verbinden soll. Vermischt man es mit weniger Sauerstoffgas und entzündet es durch den elektrischen Funken, so verbrennt es zum Theil; allein das Sauerstoffgas wird dabei nicht völlig verzehrt, sondern das Gemisch kann durch erneute und stärkere Funken noch ein oder ein Paar Male entzündet werden. Mengt man es in einem länglichen Gefäſse, z. B. im Wasserstoffgase-Eudiometer (Fig. 15. A, Taf. II.), mit atmosphärischer Luft, und zündet es durch den elektrischen Funken an, so brennt es schwach und zwar so, daſs sich eine blaue Feuerzunge langsam in dem Gefäſse herabsenkt. Während der Verbrennung des Kohlenoxydgases im Sauerstoffgas wird kein Wasser gebildet, und es enthält also keinen Wasserstoff. Mischt man es mit Wasserstoffgas und leitet das Gemisch durch eine weiſsglühende Glasröhre, so wird diese geschwärzt, was, wie man sonst glaubte, von reduzirtem Kohlenstoffe herrühren sollte, der sich in einer Kruste am Glase anlegte, aber wohl eigentlich bloſs von der Einwirkung der brennbaren Gasart auf das im Glase befindliche Bleioxyd herkommt, das von brennbaren Stoffen stets geschwärzt wird. Mit Schwefel-Wasserstoffgas gemengt und durch ein glühendes Rohr geleitet, setzt es etwas Schwefel ab.

Thiere sterben sogleich im Kohlenoxydgase, und

Menschen, die es einzuathmen versuchten, fielen sogleich ohne Besinnung zu Boden. Man hat geglaubt, daſs dieses Gas den schädlichen Stoff bilde, welchen man Kohlendampf nennt; allein dieſs ist unrichtig, wie schon S. 251. gezeigt worden ist. Das oxydirte Kohlengas wird bei jeder Verbrennung von Kohle gebildet, wenn der hinzutretende Sauerstoff nicht hinreichend ist, die Kohle bis zur Bildung von Kohlensäure zu oxydiren. Die kleine blaue Farbe, welche sich bisweilen über brennenden Kohlen in unseren Kohlenfeuern zeigt, entsteht von diesem Gas, welches durch irgend einen Luftzug aus der inneren Glut emporgedrängt wird und auf der oberen Fläche verbrennt.

Mit Alkalien, Erden und Metalloxyden geht dieses Gas keine bekannte Verbindung ein, verändert sich auch nicht, wenn es mit Säuren, selbst mit den concentrirtesten, umgeschüttelt wird. Es besteht aus 42,96 Theilen Kohlenstoff und 57,04 Theilen Sauerstoff; oder 100 Theile Kohlenstoff nehmen darin 132,665 Theile Sauerstoff, d. h. halb soviel, als in der Kohlensäure, auf.

5. Boraxsäure.

Diese Säure findet sich in der Natur theils frei, theils mit Alkalien oder Erden verbunden, besonders aber mit dem Natron, in welcher letztern Verbindung sie das im Handel als Borax vorkommende Salz bildet. Freie Boraxsäure findet man in der Gegend von Toscana, bei Sasso *), (woher sie bei den Mineralogen den Namen Sassolin erhalten hat) in Gruben und Sümpfen, am Abhange einiger Anhöhen. Unter diesen Gruben ist der *Lagone cerchiajo* auf dem *Monte rotondo* die gröſste, ungeachtet sie nur 10 Klafter lang und 7 Klafter breit

*) Neuerdings ist sie von Lucas auch auf dem Krater des Vulkans der Insel Vulcano bei Sizilien entdeckt worden, wo sie in kleinen und dünnen Krusten von blendender Weiſse vorkommt. M. s. *Annales de Chemie et de Physique. Août* 1819. S. 443.

ist. Um diese Wasserbehälter herum strömen aus dem Berge Dämpfe aus, die, wie das Wasser der Sümpfe selbst, Boraxsäure enthalten, welche von boraxsaurem und schwefelsaurem Ammoniak, Eisenvitriol, Gyps u. m. a. Salzen verunreiniget ist. Im Erdboden rund umher, und besonders am Rande der Gruben, wittert ein Salz aus, dessen Hauptmasse Boraxsäure ist, das aber zugleich Ammoniaksalze enthält, die mit borax- und schwefelsaurer Thonerde und mit Eisenoxyd gemengt sind.

Gewöhnlich erhält man die Boraxsäure aus dem Borax, der in 4 Theilen kochenden Wassers aufgelöst, filtrirt und mit $\frac{1}{4}$ seines Gewichts concentrirter Schwefelsäure gemengt wird. Diese verbindet sich mit dem Natron zu Glaubersalz und die Boraxsäure krystallisirt beim Abkühlen. Sie wird dann herausgenommen, auf Löschpapier abgetropft, von neuem in kochend heiſsem Wasser aufgelöst und wieder krystallisirt. Sie enthält dessen ungeachtet noch Schwefelsäure, und zwar wahrscheinlich chemisch gebunden; um sie davon zu befreien, muſs die Boraxsäure bei Glühhitze in einem Platintiegel geschmolzen, dann wieder aufgelöst und umkrystallisirt werden. Sie schieſst in glänzenden Schuppen an, ist fett im Anfühlen, hat keinen Geruch und einen schwachen, kaum säuerlichen Geschmack. Das Lakmuspapier wird davon schwach geröthet. Sie wird in 20 Theilen Wasser von + 15° aufgelöst, ist aber in kochendem Wasser leichter löslich. In Verbindung mit Wasserdämpfen ist sie flüchtig und ein geringer Theil der Boraxsäure kann damit sublimirt werden. Für sich selbst ist sie feuerbeständig und schmilzt vor dem Glühen zu einem Glase, das man im Wasser auflösen kann.

Das specifische Gewicht derselben beträgt 1,480. Sie löst sich im Alkohol auf und die Lösung brennt mit einer schönen grünen Flamme. Die Auflösung färbt das Kurkumepapier braun, ganz wie ein Alkali, und die Farbe wird durch Verdunstung des Alkohols noch brauner. Die Boraxsäure verflüchtiget sich mit den Dämpfen des Alkohols, wie mit denen des Wassers, und der überdestil-

lirte Alkohol enthält bedeutend viel Boraxsäure. Sie ist bei gewöhnlicher Lufttemperatur eine der schwächsten Säuren, vertreibt aber in der Glühhitze die meisten flüchtigeren Säuren. Die krystallisirte Boraxsäure ist wasserhaltige Boraxsäure mit Krystallwasser. Bei einer gelinden Hitze verliert sie das letztere und verwittert, und bei nicht viel höherer Temperatur geht selbst das, mit der Säure als Basis näher verbundene Wasser verloren. Geschmolzene Boraxsäure nimmt Wasser aus der Luft auf und zerfällt in offenen Gefäſsen von selbst. 100 Theile krystallisirte Boraxsäure enthalten 45 Theile Wasser, wovon die Hälfte Krystallisationswasser ist.

Die quantitative Zusammensetzung der Boraxsäure ist noch nicht ausgemittelt. Ich hatte aus einigen Versuchen über ihre Sättigungs-Capacität den Sauerstoffgehalt zu 74 Prozent berechnet, die Versuche aber von Gay-Lussac und Thenard und jüngst von Arfvedson scheinen einen weit geringeren Sauerstoffgehalt anzudeuten, der zwischen 30 und 40 Prozent liegen möchte.

6. Salzsäure.

Die Salzsäure kommt in der Natur sehr häufig mit Natron verbunden vor und bildet in dieser Verbindung unser gemeines Kochsalz. Man erhält sie daraus durch Schwefelsäure, die sie vom Natron austreibt. Die beste Art ihrer Bereitung ist folgende: Man füllt einen Krug von Steingut zur Hälfte mit Kochsalz, und verschlieſst die Oeffnung desselben mit einem Pfropf von Speckstein, Meerschaum oder Graphittiegelmasse, in welchen man vorher zwei Löcher für zwei Röhren gemacht hat. In diese Löcher wird ein Sicherheitsrohr und eine in einem etwas spitzigen Winkel gebogene Glasröhre eingesetzt, deren längeres Ende 5 bis 6 Zoll hat. Der Pfropf wird mit einem Kitt aus gutem Leinölfirniſs und Thon, welcher nicht so trocken sein darf, daſs er sich bröckelt, befestiget, und die Röhren werden mit demselben Kitte eingesetzt. Sollten die Löcher etwas zu weit für die

Röhren sein, so werden diese vorher mit etwas Werg umwickelt, das aber nicht naſs gemacht werden darf. Dieser Kitt braucht nicht zu trocknen, sondern schlieſst sogleich dicht, und gewährt den Vortheil, daſs man die Röhren im Pfropfe drehen, erhöhen und senken kann, ohne daſs die Verdichtung undicht wird. Gewöhnlich legt man noch eine, einige Linien dicke Lage von diesem Kitte rund um den Pfropf und den oberen Falz des Kruges, so daſs das ganze eine kleine Kugel bildet. Der längere Schenkel des in einem Winkel gebogenen Rohres wird mittelst eines guten Korks in eine kleine tubulirte Vorlage eingepaſst, aus deren Tubulus eine zweite, ebenfalls mit Kork eingepaſste, niederwärts gebogene Glasröhre das Gas in eine mit Wasser gefüllte Flasche hinab leitet, welche beständig eiskalt erhalten wird, wie bei Bereitung des Ammoniaks gesagt worden ist.

100 Theile trockenes Kochsalz erfordern 84 Theile Schwefelsäure von 1,85 specifischem Gewicht. Die Säure wird durch das Sicherheitsrohr in kleinen Portionen von $\frac{1}{6}$ bis $\frac{1}{5}$ Pfund einzeln zugesetzt, weil sonst im Anfange der Arbeit leicht der Fall eintritt, daſs bei Entwickelung des salzsauren Gases die Masse übersteigt und das Ableitungsrohr verstopft.

Der Krug wird in eine eiserne Kapelle mit Sand so tief eingefüttert, als inwendig das Salz geht; man thut am besten, die Säure den einen Tag zuzusetzen und den folgenden Tag bei guter Zeit den Anfang mit dem Feuern zu machen, und damit dann ununterbrochen fortzufahren, bis kein Gas mehr übergeht. Dazu werden bei einer Vorrichtung, die etwa 6 Pfund Salz enthält, 18 bis 20 Stunden Zeit erfordert. Das Feuer braucht nicht stark zu sein, aber anhaltend, damit die Hitze gehörig mitten in die Masse eindringt.

Man kann diese Arbeit auch in Glasgefäſsen vornehmen, doch gehn die Retorten gewöhnlich entzwei, wogegen ein steinerner Krug nur durch Nachläſsigkeit entzwei gehen kann. Das im Kruge zurückbleibende schwefelsaure Natron wird in kochend heiſsem Wasser aufgelöst und

kann aus dieser Lösung wieder erlangt und weiter benutzt werden. — Ich habe die Bereitung der Salzsäure umständlich beschrieben, weil sie beinahe das wichtigste Reagens in der Hand des Chemikers ist, und weil derjenige, welcher sichere Resultate bei seinen Versuchen erlangen will, die Bereitung seiner Salzsäure keinem Fabrikanten anvertrauen kann.

Die Salzsäure bildet für sich eine beständige Gasart, die durch keinen bekannten Grad von Druck oder Kälte in flüssige oder feste Gestalt gebracht werden kann. Dieses Gas ist dessen ungeachtet nicht Salzsäure in freier und isolirter Gestalt, sondern wasserhaltige Salzsäure, welche dadurch entsteht, daſs die zu ihrem Austreiben benutzte Schwefelsäure ihr Wasser gegen das Natron des Kochsalzes austauscht, daſs also, weil das Gemisch vor der Zerlegung aus wasserhaltiger Schwefelsäure und salzsaurem Natron bestand, nachher wasserhaltige Salzsäure und schwefelsaures Natron gebildet wird. Auch ist es bis jetzt noch nicht gelungen, die Salzsäure in wasserfreier isolirter Gestalt darzustellen, und man hat gefunden, daſs sie nur durch wasserhaltige Säuren aus ihren wasserfreien Verbindungen ausgetrieben werden kann. Durch wasserfreie Säuren wird sie dagegen nicht ausgetrieben, wenn sie nicht irgend einen andern Körper findet, mit welchem sie sich verbinden kann; solche Körper können übrigens sowohl Sauerstoff und Wasser, als andere Oxyde sein. Will man sie in Gasgestalt erhalten, so muſs man sie über Quecksilber auffangen, weil sie vom Wasser, eben so schnell wie das Ammoniakgas, eingesogen wird und damit flüssige Salzsäure giebt.

Das salzsaure Gas hat einen stechenden sauren Geruch und giebt, wenn es sich mit feuchter Luft mengt, einen weiſsen Dampf, weil es sich mit dem in der Luft enthaltenen Wassergas zu flüssiger Salzsäure condensirt. Es ist durchsichtig; hat 1,278 specifisches Gewicht, erstickt die Thiere und verlöscht das Feuer. Ein brennendes Licht, welches man hineinbringt, verlöscht mit einem grünlichen Scheine.

Das salzsaure Gas läſst sich, wenn man es durch Glas- oder Porzellan-Röhren über weiſsglühende Kohle leitet, nicht zerlegen, wenn man aber, statt der Kohle, sich solcher Metalle bedient, welche auf Kosten des Wassers oxydirt werden können; so oxydiren sich dieselben wirklich und zerlegen das im salzsauren Gase enthaltene Wasser, wobei sich neutrale salzsaure Salze bilden und Wasserstoff entwickelt wird. Legt man, statt des Metalls, ein Oxyd, z. B. Bleioxyd, in das Rohr ein, so wird die Säure vom Oxyde eingesogen, salzsaures Bleioxyd gebildet, und Wasser abgesondert, das sich in einer passenden Vorrichtung verdichten läſst.

Das salzsaure Gas besteht aus 75,31 Theilen Salzsäure und 24,69 Theilen Wasser. Man hat dieſs dadurch ausgemittelt, daſs wenn ein Metall, gleichviel welches, sich auf Kosten des Wassers in trockenem salzsauren Gase oxydirt, das Wasser genau diejenige Menge Sauerstoff abgiebt, die dazu erfordert wird, um mit einem Theile des Metalls und der wasserfreien Säure ein neutrales Salz zu bilden, so daſs das Wasser in dieser Verbindung dieselbe Menge Sauerstoff, wie jedes andere Oxyd enthält, durch welches die Säure neutralisirt werden kann. Die Entdeckung dieses Umstandes mit der wasserhaltigen Salzsäure leitete nachher zu der Entdeckung desselben Verhaltens bei anderen wasserhaltigen Säuren.

Es giebt jedoch auch noch eine andere Art, den Wassergehalt des salzsauren Gases unmittelbar zu bestimmen. Wir haben gesehen, daſs dessen specifisches Gewicht 1,278 beträgt. Die Erfahrung hat gelehrt, daſs wenn Zink oder Eisen das wasserhaltige salzsaure Gas zerlegen, von 100 Cubikzollen dieses Gases 50 Cubikzoll, oder genau die Hälfte seines Volumens, Wasserstoffgas zurückbleibt. Das specifische Gewicht des Wassergases ist 0,62177, und wir haben (S. 290.) gesehen, daſs bei Verwandlung des Wasserstoffgases in Wassergas das letztere ein eben so groſses Volumen wie jenes einnimmt, so daſs 50 Cubikzoll Wasserstoffgas im salzsauren Gase 50 Cubikzollen Wassergas entsprechen, welche mit der Salzsäure

chemisch verbunden sind. Zieht man nun die Hälfte des specifischen Gewichts des Wassergases, das heiſst: $\frac{0,62177}{2}$ = 0,31089, vom specifischen Gewichte des salzsauren Gases ab, welches 1,278 beträgt, so erhält man die relativen Gewichte der Salzsäure und des Wassers, und

1,278 : 0,31089 = 100 : 24,326. Dieses Resultat unterscheidet sich von dem Vorhergehenden um 0,364 oder ungefähr $\frac{1}{3}$ Prozent; allein man hat wohl Ursache, das aus der Wägung der Gasarten abgeleitete für weniger zuverläſsig zu halten, weil es höchst schwierig ist, das specifische Gewicht des salzsauren Gases bis auf die letzten Ziffern mit völliger Sicherheit zu bestimmen, besonders da dieses Gas die dabei gebrauchten Metallhähne so leicht anfriſst und von dem Fette, womit dieselben bestrichen sind, eingesogen wird, wodurch das Resultat etwas höher ausfällt, als es eigentlich sollte.

Es ist bisher auf keinerlei Weise möglich gewesen, die Salzsäure von ihrem Sauerstoffe zu scheiden, oder sie auf eine niedrigere Stufe der Oxydation zu bringen; und eben so wenig hat man durch das Verbrennen irgend eines brennbaren Körpers jemals Salzsäure erzeugen können. Weil die gasförmige Salzsäure Wasser enthält, das bei den Zerlegungs-Versuchen zerstört wird und Wasserstoffgas giebt, so fing man an zu glauben, die Salzsäure bestehe aus Wasserstoff, mit einer gröſseren Menge Sauerstoff, als im Wasser, verbunden, und das um so mehr, als der Wasserstoff übrigens der einzige brennbare Körper ist, welcher durch das Verbrennen nicht sauer wird. Späterhin glaubte Berthollet gefunden zu haben, daſs die Salzsäure aus Wasserstoff, Stickstoff und Sauerstoff bestehe, weil er sehr deutliche Spuren von Salzsäure erhielt, wenn er Eisenfeilspähne in Salpetersäure auflöste; allein man erklärte diese Erscheinung durch den sonderbaren Umstand, daſs Eisenfeilspähne, die einige Zeit an der freien Luft gelegen haben, wenn sie nachher in Wasser abgespült werden, diesem eine Spur von freier Salzsäure mittheilen, die sich bei Berthollets Versuchen mit der Salpetersäure vermischt haben

könnte. Ob sich diefs immer so verhalte und woher die Salzsäure hier komme, ist uns unbekannt.

Die Menge der wasserhaltigen Salzsäure, welche in einer flüssigen Salzsäure, nach Verschiedenheit ihres specifischen Gewichts, enthalten ist, zeigt folgende Tafel von Edmund Davy:

Spec. Gew.	Wasserhaltige Salzsäure in Prozent.	Spec. Gew.	Wasserhaltige Salzsäure in Prozent.
1,21	42,43	1,10	20,20
1,20	40,80	1,09	18,18
1,19	38,38	1,08	16,16
1,18	36,36	1,07	14,14
1,17	34,34	1,06	12,12
1,16	32,32	1,05	10,10
1,15	30,30	1,04	8,08
1,14	28,28	1,03	6,00
1,13	26,26	1,02	4,04
1,12	24,24	1,01	2,02
1,11	22,22		

Folgende von Ure berechnete Tabelle zeigt die Menge der wasserfreien Salzsäure, welche in 100 Theilen einer liquiden Salzsäure von einem gegebenen specifischen Gewichte enthalten ist:

Spec.Gew.	Säure in Prozent.	Spec.Gew.	Säure in Prozent.	Spec.Gew.	Säure in Prozent.
1,1920	28,30	1,1715	25,19	1,1510	22,07
1,1900	28,02	1,1698	24,90	1,1491	21,79
1,1881	27,72	1,1679	24,62	1,1471	21,51
1,1863	27,45	1,1661	24,34	1,1452	21,22
1,1845	27,17	1,1642	24,05	1,1431	20,94
1,1827	26,88	1,1624	23,77	1,1410	20,66
1,1808	26,60	1,1605	23,49	1,1391	20,37
1,1790	26,32	1,1587	23,20	1,1371	20,09
1,1772	26,04	1,1568	22,92	1,1351	19,81
1,1753	25,75	1,1550	22,64	1,1332	19,53
1,1735	25,47	1,1531	22,36	1,1312	19,24

Spec. Gew.	Säure in Prozent.	Spec. Gew.	Säure in Prozent.	Spec. Gew.	Säure in Prozent.
1,1293	18,96	1,0844	12,45	1,0399	5,94
1,1272	18,68	1,0823	12,17	1,0380	5,66
1,1253	18,39	1,0805	11,88	1,0361	5,38
1,1233	18,11	1,0785	11,60	1,0342	5,09
1,1214	17,83	1,0765	11,32	1,0324	4,81
1,1194	17,55	1,0746	11,04	1,0304	4,53
1,1173	17,26	1,0727	10,75	1,0285	4,24
1,1154	16,98	1,0707	10,49	1,0266	4,96
1,1134	16,70	1,0688	10,19	1,0247	3,68
1,1115	16,41	1,0669	9,90	1,0228	3,39
1,1097	16,13	1,0649	9,62	1,0209	3,11
1,1077	15,85	1,0629	9,34	1,0190	2,83
1,1058	15,56	1,0610	9,05	1,0171	2,35
1,1037	15,28	1,0590	8,77	1,0152	2,26
1,1018	15,00	1,0571	8,49	1,0133	1,98
1,0999	14,72	1,0552	8,21	1,0114	1,70
1,0980	14,43	1,0533	7,92	1,0095	1,41
1,0960	14,15	1,0514	7,64	1,0076	1,13
1,0941	13,87	1,0495	7,36	1,0056	0,85
1,0922	13,58	1,0477	7,07	1,0037	0,56
1,0902	13,30	1,0457	6,79	1,0019	0,28
1,0883	13,02	1,0438	6,51	1,0000	0,00
1,0863	12,73	1,0418	6,23		

Wünscht man die in dieser Tabelle angegebenen in Prozente der wasserhaltigen Salzsäure zu verwandeln, so darf man sie nur mit 1,329 multipliciren, wodurch man ziemlich genau die in der vorhergehenden Davy'schen angegebenen Ziffern erhält. Will man aus dem Gehalte der wasserfreien Säure den Gehalt des Superoxyduls, welches sich aus der flüssigen Säure erhalten läſst, berechnen, so braucht man nur die Menge der wasserfreien Säure mit 1,29 zu multipliciren.

Uebrigens kann man aus dieser Tabelle die Menge der Säure durch ein sehr einfaches Verfahren ziemlich

genau berechnen, wenn man die Decimalstellen der Zahl, welche das specifische Gewicht der Säure ausdrücken, mit 148, oder wenn man den Gehalt an wasserhaltiger Säure sucht, mit der Zahl 1,97 multiplicirt.

Z. B. das specifische Gewicht der Säure sei 1,141, so ist 0,144 . 148 = 20,86, wofür die Tabelle 20,66 nachweist. — Wenn das specifische Gewicht der Säure 1,096 ist; so ist 1,096 × 148 = 14,2; nach der Tabelle 14,15.

Nach dieser Tabelle kann das salzsaure Gas, welches man aus einem Pfunde wasserfreien Kochsalze erhält, 32$\frac{1}{4}$ Loth Wasser sättigen, welche dabei 19$\frac{4}{5}$ Loth wasserhaltige Säure geben, so daſs man aus 1 Pfund Kochsalz 1 Pfund 20 Loth rauchende Salzsäure von 1,192 specifischem Gewichte erhält.

Die concentrirte flüssige Säure ist farbenlos, raucht stark, wenn sie in die freie Luft kommt, riecht nach salzsaurem Gase, schmeckt brennend sauer, und zerfriſst Leinenzeug, wirkt aber nicht zerstörend auf die Haut und thierische Substanzen. Sie kocht bei + 60°, und es entweicht dabei salzsaures Gas, so daſs die Flüssigkeit immer weniger salzsäurehaltig wird, während der Siedepunkt sich zugleich erhöht. Sie nimmt dabei, nach Dalton, bis zu 1,094 specifischen Gewichts ab, wo dann ihr Siedepunkt sein Maximum, nämlich + 111° erreicht.

Sie wird sehr häufig in den Künsten und besonders zu chemischen Versuchen benutzt, wo sie den Vortheil gewährt, daſs sie nicht zersetzt wird und leicht verflüchtiget werden kann. Die Sättigungscapacität der Salzsäure beträgt 29,184. Man hat diese Säure bisher noch nicht zerlegen können, daher ist der Sauerstoffgehalt dieser Säure nur eine hypothetische Annahme, welche von der Analogie der Salzsäure mit den sauerstoffhaltigen Säuren veranlaſst wird. Nach dieser Hypothese läſst es sich aber berechnen, daſs sie doppelt soviel Sauerstoff, als die Oxyde enthalte, durch welche sie neutralisirt wird, d. h. 29,184 × 2 = 58,368 Sauerstoff gegen 41,632 Radikal.

Höhere Oxydationsstufen der Salzsäure.

Die Salzsäure als Sauerstoffsäure betrachtet, kann sich mit gröſseren Mengen Sauerstoff verbinden. Sie kann in 5 verschiedenen Verhältnissen überoxydirt werden, von welchen die beiden, welche zunächst auf die Säure folgen, alle Kennzeichen einer Säure entbehren, und dagegen die meisten Merkmale der Superoxyde besitzen; von den drei folgenden Stufen haben die erste die Eigenschaften einer unvollkommenen, die zweite und dritte aber die der vollkommenen Säuren.

1. Das Superoxydul der Salzsäure (gewöhnlich oxydirte Salzsäure genannt, ein Name, den sie nicht länger behalten kann, da ihr die Eigenschaften einer Säure ganz abgehen,) wird erhalten, wenn Salzsäure mit einem Metalloxyde gemengt und digerirt wird, welches zuviel Sauerstoff enthält, als daſs es sich mit der Säure zu einem Salze verbinden könnte. Es verbindet sich dann ein Theil der Säure mit dem überflüssigen Sauerstoffe des Oxyds zu Salzsäure-Superoxydul, und der andere Theil der Säure giebt mit dem dadurch gebildeten Metalloxydul ein Metallsalz. Man bedient sich dazu am gewöhnlichsten des Mangan-Superoxyds oder des sogenannten Braunsteins, weil es den meisten Sauerstoff enthält und am wenigsten kostet.

Will man hierbei, um noch mehr Kosten zu sparen, auch zugleich Salzsäure bereiten, so bediene man sich zu der Entwickelung eines Gemenges von 3 Theilen Kochsalz, $\frac{2}{3}$ bis 1 Theil Braunstein und $2\frac{1}{2}$ Theil concentrirte Schwefelsäure, die vorher mit 4 Theilen Wasser verdünnt worden ist. Die Mischung geschieht in einer Glasretorte, wie Fig. 1. Tafel II., wenn man das Superoxydul in Gasgestalt bereiten, oder wie Fig. 1. Tafel III., wenn man es in Wasser auffangen will. Beim gelinden Erwärmen der Retorte kommt die Masse bald ins Kochen und entwickelt ein gelbliches, stinkendes Gas. Die Schwefelsäure entbindet dabei die Salzsäure des Kochsalzes, welche mit

einem Theile des Sauerstoffs vom Mangan-Superoxyde die oben angegebene Veränderung erleidet.

Das Superoxydul der Salzsäure ist bei der Mitteltemperatur und beim gewöhnlichen Drucke der Atmosphäre ein beständiges Gas. Es löst sich im Wasser bis zu etwas mehr, als dem gleichen Volumen des Wassers auf, und muſs daher, wenn man es in Gasgestalt sammeln will, über warmem Wasser oder einer gesättigten Auflösung von Kochsalz in Wasser aufgefangen werden. Es hat eine dunkelgelbe Farbe, wenn es rein von atmosphärischer Luft ist. Sein Geruch ist unbehaglich und erstickend, und sein Geschmack zusammenziehend, aber durchaus nicht sauer. Das specifische Gewicht ist 2,47. Es kann das Athmen nicht unterhalten, sondern tödtet die Thiere, die man hineinbringt, augenblicklich. Mit atmosphärischer Luft verdünnt, kann es eingeathmet werden, erregt aber Schnupfen, und zieht zuweilen ein gewöhnliches Schnupfenfieber mit Kopfschmerz nach sich. In geringerer Menge in der atmosphärischen Luft vermengt, theilt es derselben einen weniger unbehaglichen Geruch mit, ist aber der Gesundheit durchaus nicht nachtheilig, Lungensüchtige etwa ausgenommen, welche es zum Husten reizt.

Das Salzsäure-Superoxydul wird, wenn es mit Wasser in Berührung ist, im feuchten Zustande beim Zutritt des Sonnenlichts sehr schnell in Sauerstoffgas und gewöhnliche Salzsäure zerlegt. Wenn es in Berührung mit Wasser zu einem oder ein Paar Graden über 0° abgekühlt wird, so verdichtet es sich, und schieſst in kleinen, schuppigen, weiſsen, undurchsichtigen Krystallen an, die bei derselben Temperatur in freier Luft allmählig zu zerflieſsen anfangen. Das Salzsäure-Superoxydul unterhält das Verbrennen brennbarer Körper und manche entzünden sich darin von selbst. Wenn man gleiche Theile Wasserstoffgas und Salzsäure-Superoxydul mit einander mengt, und das Gemenge in einer gut verkorkten Flasche eine Zeitlang auf einer warmen Stelle stehen läſst, so verwandelt sich das Wasserstoffgas in Wasser und die Flasche wird, wenn man sie über Wasser öffnet, völlig ausge-

füllt. Stellt man dieses Gemenge ins Dunkle, so geht die Verbindung höchst langsam vor sich; wird es aber unmittelbar von den Sonnenstrahlen berührt, so explodirt es augenblicklich mit einem Knalle. Man steckt zu diesem Behuf die Flasche, worin sich das Gemenge befindet, in ein undurchsichtiges Futteral, bringt dieses dann in die Sonne, und hebt, nach genommenen Vorsichtsmaaſsregeln, den Deckel ab, wo die Explosion sogleich eintritt. Ich habe schon S. 11. angeführt, daſs eigentlich nur der violette Strahl das Gemenge entzündet, und daſs daher die Entzündung nicht vor sich geht, wenn man es in einem rothen, gelben oder grünen Glase verwahrt. Wird das Gemenge mittelst der Flamme eines brennenden Körpers oder durch Elektricität entzündet, so verbrennt es ebenfalls sogleich mit einem Knalle, und in allen diesen Fällen wird wasserhaltiges salzsaures Gas gebildet.

Mit ölbildendem Kohlen-Wasserstoffgas gemengt verdichtet es sich augenblicklich, auch bei Abwesenheit des Lichts, zu einer Art von flüchtigem Oele. Mit gemeinem Kohlen-Wasserstoffgas geht es im Dunkeln, nach Henry's Versuchen, gar keine Verbindung ein, wodurch man die beiden Kohlen-Wasserstoffgase leicht von einander trennen kann. Beim Tageslicht verdichten sie sich nach und nach gegenseitig. Wenn das Kohlen-Wasserstoffgas in Ueberschuſs vorhanden ist, so tritt der Fall ein, daſs theils Kohle niedergeschlagen, theils ölbildendes Gas mit seinem Oele erzeugt wird, weil nur ein Theil des Wasserstoffgases Gelegenheit findet, sich auf Kosten des Superoxyduls zu oxydiren. Phosphor entzündet sich im Salzsäure-Superoxydul und brennt mit einer blendenden Flamme; eben so geschmolzener Schwefel. Ist das Gas über warmem Wasser aufgefangen und hat noch eine Temperatur von + 25° behalten, so entzünden sich darin verschiedene Metalle in fein gepulvertem Zustande, als Arsenik, Antimon, Wismuth, Nickel, Zink, Zinn, Blei, Eisen und Kupfer, eben so Zinnober und geschwefeltes Antimon. — Die meisten Farben vegetabilischen Ursprungs werden vom Salzsäure-Superoxydul augenblick-

lich und zwar so zerstört, daſs sie nicht wieder hergestellt werden können.

Ich habe erwähnt, daſs das Salzsäure-Superoxydul im Wasser löslich sei; um aber dieses vollständig damit zu sättigen, werden dieselben Vorsichtsmaaſsregeln in Hinsicht auf das Ausschlieſsen der Luft und die Temperatur des Wassers erfordert, die beim kohlensauren Gase erwähnt worden sind. Umgiebt man die Flasche, worin die Vereinigung des Gases vor sich gehen soll, mit Wasser und Eis, so daſs sie unter + 5° abgekühlt wird, so sättiget sich erst das Wasser mit Gas, und der Ueberschuſs des letztern krystallisirt dann in glänzenden, weiſsen, etwas ins Gelbliche fallenden Blättchen. Sobald aber die Temperatur erhöht wird, lösen sich diese Krystalle wieder in Gas auf und verschwinden bei + 15° bis 20° gänzlich. Eine gesättigte Auflösung von Salzsäure-Superoxydul in Wasser hat eine gelbliche Farbe und den unangenehmen Geschmack und Geruch des Gases; sie oxydirt alle Metalle und ist das eigenthümliche Auflösungsmittel für Gold und Platin. Das Sonnenlicht entwickelt daraus Sauerstoffgas und bildet theils Salzsäure, theils oxydirte Salzsäure. — Durch Kochen wird das Gas unverändert ausgetrieben.

Ein groſser Theil der von der Zersetzung des Salzsäure-Superoxyduls angeführten Erscheinungen findet nur dann statt, wenn dasselbe mit Wasser in Berührung, oder von beigemengtem Wassergas feucht ist. Man glaubte lange, daſs die Verbindung der Salzsäure mit dem Ueberschusse an Sauerstoffe sehr schwach sei; allein spätere Versuche haben erwiesen, daſs die Salzsäure diesen Sauerstoff nicht fahren läſst, wenn sie nicht mit einem andern Körper wieder zusammen kommt, zu welchem derselbe eine stärkere Verwandtschaft hat. Wenn das Salzsäure-Superoxydul feucht oder sonst mit Wasser in Berührung ist, so tauscht die Salzsäure diesen Sauerstoff gegen Wasser um, und verbindet sich damit zu wasserhaltiger Salzsäure. Ist hingegen das Gas trocken und man bringt einen solchen Körper hinein, dessen Oxyd sich mit der

Salz-

Salzsäure chemisch nicht verbinden kann, und durch dessen desoxydirende Wirkung daher freie und ungebundene Salzsäure in wasserfreiem Zustande ausgeschieden werden sollte; so läſst das Superoxydul seinen überschüssigen Sauerstoff nicht fahren, sondern bleibt unzersetzt.

Die meisten brennbaren Körper können im oxydirten Zustande sich mit der Salzsäure verbinden, und daher kann auch das trockene Superoxydul durch sie zerlegt werden. Die Kohle ist bis jetzt der einzige brennbare Körper, dessen Oxyd keine Verbindung mit der Salzsäure eingeht (wir haben gesehen, daſs dieses Oxyd überhaupt mit anderen oxydirten Körpern sich nicht verbindet und alle Charaktere eines Suboxyds besitzt); wenn man daher Salzsäure-Superoxydul in Gasform über glühende Kohle leitet, so wird dasselbe nicht zerlegt, und weder kohlensaures Gas, noch Kohlenoxydgas gebildet. Humphry Davy lieſs zwei Stücken Kohle in diesem Gas bis zum höchsten Grade erhitzen, der mit einem 2000 paarigen elektrischen Trogapparate hervorgebracht werden konnte, und die Hitze, die man sonst zu erzeugen im Stande ist, weit überstieg; allein das Salzsäure-Superoxydul wurde dadurch nicht verändert. Es ist daher bis jetzt unmöglich gewesen, sowohl die Salzsäure in isolirter Gestalt zu erhalten, als das brennbare Radikal aus ihr auszuscheiden, welches wir, nach der Analogie mit anderen Sauerstoffsäuren, in dieser Säure zu vermuthen Anlaſs haben. Die brennbaren Körper, welche eine gröſsere Verwandtschaft zum Sauerstoff, als der Kohlenstoff haben, besitzen im oxydirten Zustande insgesammt Verwandtschaft zur Salzsäure, welche nach erfolgter Verbindung mit den neugebildeten Oxyden der Zerlegung noch kräftiger, als vorher, widersteht.

Wenn Kalium, Zink, Eisen, oder ein ähnlicher Körper der Einwirkung des Superoxyduls ausgesetzt wird, so verbindet sich der brennbare Körper gewöhnlich unter Feuererscheinung mit dem Sauerstoffe und das neugebildete Oxyd mit der Salzsäure, und es bildet sich ein neutrales Salz, ohne daſs vom Sauerstoffe, vom Oxyde oder

der Salzsäure etwas übrig bliebe. Auf dieselbe Weise wird, wenn man gleiche Maaſstheile Superoxydul und Wasserstoffgas mit einander mischt und mittelst eines Lichts oder der Elektricität entzündet, wasserhaltige Salzsäure gebildet, ohne daſs etwas Wasser übrig bliebe, welches nicht in die Zusammensetzung des salzsauren Gases einginge.

Aus allen diesen Umständen ergiebt sich, daſs die Salzsäure, um zum Superoxydul zu werden, stets dieselbe Menge Sauerstoff aufnehme, welche in irgend einem Oxyde enthalten ist, durch welches dieselbe Menge Salzsäure neutralisirt wird; das heiſst: daſs 100 Theile Salzsäure 29,184 Theile Sauerstoff aufnehmen, so daſs das Superoxydul aus 77,4 Theilen Salzsäure und 22,6 Theilen Sauerstoff, oder aus 32,23 Theilen Radikal und 67,77 Theilen Sauerstoff besteht, welche, wie ich weiter unten zeigen werde, auf eine gegebene Menge Radikal $1\frac{1}{2}$ mal soviel Sauerstoff ausmachen, als in der Salzsäure enthalten ist.

Was die relativen Volumina der Bestandtheile des Superoxyduls betrifft, so finden wir auf folgende Weise, daſs dasselbe genau zur Hälfte seines Volumens aus Sauerstoff, und zur anderen Hälfte aus Salzsäure in isolirter Gestalt besteht. *a)* Wir haben gesehen, daſs das specifische Gewicht des wasserhaltigen salzsauren Gases 1,278 beträgt, und daſs es dem Volumen nach zur Hälfte aus gasförmigem Wasser besteht, dessen specifisches Gewicht 0,31 ist. Zieht man dieses von 1,278 ab, so bleibt für das andere halbe Volumen, welches Salzsäure ist, 0,968 übrig, welches verdoppelt das Gewicht eines Volumens der reinen isolirten Säure, also $0{,}968 \times 2 = 1{,}936$, giebt. Rechnet man nun dazu $\frac{1}{2}$ Volumen Sauerstoffgas $= \frac{1{,}10359}{2} = 0{,}55179$, und nimmt an, daſs die Gase im Augenblicke ihrer Vereinigung sich zu gleichem Volumen mit dem Sauerstoffgase zusammenziehen (was die Erfahrung auch häufig gelehrt hat); so muſs das specifische Gewicht der daraus entstandenen gasförmigen Verbindung $1{,}936 + 0{,}55179 = 2{,}48879$ betragen, welches

sehr nahe mit dem durch Wägung erhaltenen Resultate übereinstimmt, wonach das specifische Gewicht = 2,47 ist. *b)* Da man weiſs, daſs 2 Volumina Wasserstoffgas 1 Volumen Sauerstoffgas aufnehmen, und daſs gleiche Maaſstheile Salzsäure-Superoxydul und Wasserstoffgas sich zu wasserhaltiger Salzsäure verbinden; so ist es klar, daſs der Sauerstoff, welchen das Wasserstoffgas aus dem Salzsäure-Superoxydul aufnahm, der Hälfte seines Volumens gleich sein müsse; auch wird das Gas dabei nicht condensirt, sondern man erhält aus 1 Volumen Superoxydul und 1 Volumen Wasserstoffgas 2 Volumina wasserhaltiges salzsaures Gas.

Berechnet man die Zusammensetzung des Superoxyduls nach diesen Angaben, so findet man dasselbe aus 77,7 Theilen Salzsäure und 22,3 Theilen Sauerstoff zusammengesetzt, was um $\frac{1}{3}$ Prozent von der vorigen Bestimmung abweicht, die ich indessen für jetzt noch als die, der Wahrheit am nächsten kommende ansehe, besonders da die Versuche mit dem Wägen dieser ätzenden Gasarten in den letzten Ziffern leicht unrichtig ausfallen können.

2. Das Superoxyd der Salzsäure wurde im J. 1811 von H. Davy entdeckt, welcher, in Folge einer neuen Hypothese über die Natur der Salzsäure, die ich weiter unten anführen werde, dasselbe Euchlorine nannte, eine Benennung, der ich meinen Beifall, wegen des Grundsatzes, auf welchen sich diese Nomenclatur gründet, durchaus nicht schenken kann.

Dieses Superoxyd ist ebenso, wie das Superoxydul, eine beständige Gasart, und wird erhalten, wenn man oxydirt salzsaures Kali ungefähr mit zweimal soviel, als zu dessen Bedeckung erforderlich ist, von einem Gemenge aus gleichen Maaſstheilen Salzsäure und Wasser übergieſst. Erwärmt man dieses Gemenge sehr gelind im Wasserbade, so entwickelt sich daraus das Superoxyd in Gasgestalt und muſs über Quecksilber aufgefangen werden, weil es vom Wasser eingesogen wird. Es hat eine tiefer dunkelgelbe Farbe als das Superoxydul, und einen unbe-

haglichen stechenden Geruch, wie ein Gemenge von salpetrichter Säure mit Salzsäure-Superoxydul. Davy vergleicht ihn mit dem Geruche des gebrannten Zuckers. Das specifische Gewicht des Gases ist nach Davy's Wägung 2,4, und es ist also wegen seines stärkeren Sauerstoffgehalts leichter als das Superoxydul.

Bei Bereitung des Superoxyds wird auch ein Theil Superoxydul mit entwickelt; letzteres aber bald von dem Quecksilber eingesogen, mit welchem es salzsaures Quecksilberoxydul bildet. Kaltes Wasser saugt das Superoxyd bis zum 8 bis 10 fachen seines Volumens ein, und nimmt davon eine gelbe Farbe und einen scharfen, fast säuerlichen Geschmack an. Wenn das Gas des Superoxyds über salzsaurem Kalke getrocknet und dann ein Streifen stark getrockneten Lakmuspapieres hineingebracht wird, so röthet sich dieses anfangs, bleicht aber dann wieder.

Dieses Gas hat die sonderbare Eigenschaft, daſs es bei einer Erhitzung zwischen $+ 34°$ und $+ 40°$ mit Feuererscheinung und einem starken Knalle sich entzündet, ohne daſs ein anderer fremder Körper dazu mitzuwirken braucht. Das Gas hat sich dabei nach der Explosion und wenn es bis zu seiner vorigen Temperatur wieder abgekühlt ist, um $\frac{1}{5}$ seines ursprünglichen Volumens ausgedehnt, und besteht nunmehr aus $\frac{2}{3}$ gasförmigem Superoxydul und $\frac{1}{3}$ Sauerstoffgas, so daſs aus 100 Theilen Superoxydgas 120 Theile werden, welche aus 80 Theilen Superoxydul und 40 Theilen Sauerstoffgas bestehen. Man ersieht hieraus, daſs die 40 Maaſstheile Sauerstoffgas im Superoxyde zur Hälfte ihres Volumens condensirt waren, woraus wieder folgt, daſs das specifische Gewicht, hiernach berechnet, $= 2,417$ ist, welches mit Davy's Wägung so genau wie möglich zusammenstimmt. Es verdient hierbei bemerkt zu werden, daſs, wenn die Salzsäure sich mit Sauerstoff zum Superoxydul verbindet, die Verbindung (nach dem oben Angeführten) sich um das ganze Volumen des Sauerstoffgases condensirt, und daſs, wenn nun dieses Superoxydul noch einen solchen Antheil Sauerstoff aufnimmt, die Gase sich auch noch um die

Hälfte des Volumens dieser Sauerstoffmenge zusammenziehen.

Die Leichtigkeit, womit dieses Gas explodirt, macht es nothwendig, äuſserst vorsichtig damit umzugehen. Bei Davy, der es zuerst untersuchte, ereignete es sich, daſs das Gas einmal durch bloſse Erwärmung mit der Hand explodirte und das Gefäſs gewaltsam zertrümmerte. Es ist in der That eine sehr überraschende Erscheinung, daſs ein Körper, der allem Ansehen nach keine andere Veränderung erleidet, als daſs seine Bestandtheile von einander geschieden werden, mit solcher Heftigkeit und sogar mit dem Phänomene des Feuers zerlegt wird, welches sonst einen ganz entgegengesetzten Proceſs, nämlich die chemische Verbindung der Körper, zu begleiten pflegt. Da auſser diesem Falle nur bei der Zerlegung des Wasserstoff-Superoxyds und der beiden Doppelsäuren, welche die salpetrichte Säure mit der Salzsäure und mit der Jodsäure (von welcher weiter unten) bildet, eine etwas erhöhte Temperatur eintritt, sonst aber kein anderer Fall bekannt ist, wo bei einer chemischen Scheidung eine erhöhte Temperatur einträte; so ist man auch im vorliegenden Falle nicht zu der Vermuthung berechtiget, daſs das Feuer von der Ausscheidung des Sauerstoffs herrühre, und daſs dieser mit einer positiven Kraft vom Superoxydul sich losreiſsen könne. Wir müssen daher die Erklärung dieses Phänomens in irgend einem anderen Umstande suchen.

Eine später gemachte Erfahrung hat uns gelehrt, daſs sich sowohl einfache als zusammengesetzte Körper in verschiedenen Graden der Innigkeit mit einander vereinigen können, und daſs dieſs statt finden könne, sowohl wenn die Körper ihre relativen Verhältnisse beibehalten, als auch, wenn sich diese verändern. Im letzteren Falle kann sich z. B. A mit 2 B in einem niedrigeren, mit einem einzigen B aber in einem höheren Grade von Innigkeit verbinden. Wenn zwei verbundene Körper von einer niedrigeren zu einer höheren Stufe von Innigkeit übergehen, so geschieht dieſs mit einer Erhöhung der Temperatur,

die unter günstigen Umständen bis zum Ausbruche von Feuer gesteigert werden kann. Geht eine solche innigere Vereinigung ohne Veränderung der Proportionen der vorher weniger innig verbundenen Körper vor sich, so bricht Feuer aus und die Verbindung nimmt einen veränderten Charakter an, ohne daſs ihr Gewicht verändert, und ohne daſs sie einen wägbaren Stoff aufnimmt oder verliert. Wenn hingegen die verschiedenen Innigkeitsstufen bei ungleichen Verhältnissen der vereinigten Körper eintreten, und z. B. A + B die innigere, A + 2 B aber die weniger innige Verbindung bilden, so muſs beim Uebergange der letztern in die erstere Feuer entstehen, und ein B ausgeschieden werden, während A mit dem andern B eine innigere Verbindung eingeht. Sind nun beide Verbindungen gasförmig, so muſs durch die Ausdehnung der Gase im Augenblicke ihres Glühens eine Explosion entstehen. Wenn nun A Salzsäure (als ein Körper betrachtet, ohne Rücksicht auf den in ihr enthaltenen Sauerstoff) und B Sauerstoff ist, A + B aber das Superoxydul und A + 2 B das Superoxyd bedeutet, so ist die Erklärung gegeben, und man sieht ein, daſs das Feuer und die dadurch verursachte Explosion daher rühre, daſs die Salzsäure mit der Hälfte des Sauerstoffs, den sie aufgenommen hat, um das Superoxyd zu bilden, sich inniger verbindet, und so zu sagen auf dessen Kosten zum Superoxydul verbrennt, während die andere Hälfte in Freiheit gesetzt wird. Wir sehen hieraus, daſs das Feuer nach dieser Ansicht nicht durch einen besonderen Scheidungsakt zwischen dem Sauerstoffe und dem Superoxydule, sondern durch eine eingegangene innigere Vereinigung zwischen der Salzsäure und einem Theile des Sauerstoffs im Superoxyde, hervorgebracht wird *).

*) Eine ausführlichere Entwickelung dieses Gegenstandes findet man in den *Afhandlingar i Fysik, Kemi och Mineralogi.* Bd. 5. S. 326 fg. Ingl. in Gilbert's Annalen der Physik, neue Folge Bd. 20 S. 391 fg., wo die Ursachen der freiwilligen Explosion des Superoxyduls umständlicher untersucht sind.

Aus dem Angeführten ergiebt sich, daſs die Salzsäure im Superoxyde mit zweimal soviel Sauerstoff, als im Superoxydule verbunden ist, und da das letztere genau diejenige Menge Sauerstoff enthält, welche erfordert wird, um mit einem Metalle die zur Sättigung der Säure erforderliche Menge Oxyd zu bilden; so muſs das Superoxyd einen Antheil Sauerstoff enthalten, der in einem solchen Falle nicht mit in das Salz eingehen kann, sondern davon getrennt bleiben muſs. Dieser Antheil Sauerstoff arbeitet daher, durch sein Bestreben, sich in der Verbindung zu erhalten, der Zersetzung des Superoxyds entgegen, und das Superoxyd wird deſshalb bei der gewöhnlichen Lufttemperatur von den meisten Metallen **nicht** zersetzt. Erhitzt man es aber, so verwandelt sich das Superoxyd in Superoxydul, und die Verbindung geht vor sich, während das überschüssige Sauerstoffgas in Freiheit gesetzt wird. Durch dieses Verhalten kann das Superoxyd durch Berührung mit Quecksilber vom Superoxydul gereiniget werden.

Ich habe schon oben erwähnt, daſs die höchsten Oxydationsstufen der Salzsäure die Merkmale der Säuren besitzen, und sich mit den Alkalien, Erden und Metalloxyden zu eigenen Salzen verbinden können. Wir nennen dieselben **oxydirte Säuren**, und unterscheiden sie in der Benennung dadurch, daſs wir die erste **oxydirte salzigte Säure**, die zweite **oxydirte Salzsäure** und die dritte **überoxydirte Salzsäure** nennen. Alle drei sind in ihren Verwandtschaften zu anderen Oxyden schwächer als die Salzsäure; doch stehen ihre Verwandtschaftsstufen mit ihren verschiedenen Sauerstoffmengen im Verhältniſs; denn die oxydirte Salzsäure ist eine beträchtlich stärkere Säure, als die oxydirte salzigte Säure, und die überoxydirte ist noch stärker als die oxydirte.

3. **Oxydirte salzigte Säure.** Erst vor nicht langer Zeit fing man an zu vermuthen, daſs die bleichende Flüssigkeit, die man erhält, wenn alkalische Auflösungen Salzsäure-Superoxydul aufnehmen, ein Salz von einer bis dahin unbeachteten Verbindung der Salzsäure mit

Sauerstoffe sei, die mehr Sauerstoff, als das Superoxyd, und weniger als die oxydirte Salzsäure enthalten möchte. In ihrer isolirten Gestalt wurde diese Verbindung im Jahre 1814 vom Grafen Stadion in Wien und von H. Davy in London zu gleicher Zeit entdeckt.

Die oxydirte salzigte Säure bildet für sich eine bei der gewöhnlichen Luftwärme beständige Gasart, von einer weit dunkler gelben Farbe als das Gas des Superoxyds. Man erhält sie, wenn man mit gehöriger Vorsicht oxydirt salzsaures Kali entweder mit concentrirter Schwefelsäure, oder mit concentrirter Salpetersäure, destillirt. Stadion giebt folgende Vorschrift für die Bereitung: Man erhitze in einer kleinen Glasretorte 50 Gran oxydirt salzsaures Kali bis zum Schmelzen, lasse es sodann erkalten, und übergieſse das Salz darauf mit 180 Gran concentrirter Schwefelsäure von 1,85 specifischem Gewicht. Das Schmelzen geschieht bloſs in der Absicht, um die Berührungspunkte zwischen der Säure und dem Salze zu vermindern und dadurch der Gefahr der Explosion vorzubeugen, die jedesmal vorhanden ist, wenn concentrirte Schwefelsäure auf oxydirt salzsaures Kali wirkt. Die Retorte wird hierauf im Wasserbade bis zwischen + 50° und 60°, aber nicht drüber, erwärmt, weil sonst die Masse sehr leicht explodirt. Dabei entwickelt sich ein dunkelgelbes Gas, welches über Quecksilber aufgefangen wird. Dieses Gas hat einen eigenthümlichen, von dem Geruche des Superoxyduls bestimmt verschiedenen Geruch und bringt die Symptome des Schnupfens und Katarrh's weniger heftig, als dieses, hervor. Im Dunklen kann es aufbewahrt werden, ohne daſs es sich zersetzt, im Sonnenscheine aber wird es mit Erweiterung seines Umfanges zerlegt und in Superoxydul und Sauerstoffgas verwandelt. Beim Erhitzen oder Durchschlagen des elektrischen Funkens geschieht diese Zersetzung augenblicklich, mit Erscheinung von Feuer und einer gewaltsamen Explosion.

Beim Aufsammeln der Produkte findet man, daſs 100 Theile oxydirte salzigte Säure in Gasgestalt 100 Th.

Sauerstoffgas und $66\frac{2}{3}$ Theile gasförmiges Superoxydul geben, wobei also das Volumen des Gases um $\frac{2}{3}$ seines ursprünglichen Umfanges erweitert wird. — Das specifische Gewicht dieses Gases beträgt 2,7. 100 Theile desselben verbrennen $266\frac{2}{3}$ Theile Wasserstoffgas und es wird dabei Wasser und wasserhaltige Salzsäure gebildet. In Berührung mit Schwefel und Phosphor bringt es heftige und gefährliche Explosionen hervor. Auf regulinische Metalle wirkt es wenig. Lakmuspapier wird davon gebleicht, ohne erst roth zu werden.

Das Gas der oxydirt salzigten Säure wird vom Wasser leicht und bis zum 7fachen Volumen des letztern eingesaugt. Die gesättigte Auflösung hat eine hochgelbe Farbe, einen scharfen, weder säuerlichen, noch alkalischen Geschmack, und den eigenthümlichen Geruch des Gases. In der Luft stöſst sie Dämpfe aus, welche das Lakmuspapier bleichen, ohne es zu röthen. Ein einziger Tropfen davon ist hinreichend, eine groſse Menge Lakmustinktur gelb zu färben; setzt man dann mehr Lakmustinktur zu, so wird die Flüssigkeit roth, allein diese rothe Farbe wird durch Alkali nicht wieder in Blau verwandelt.

Mit salpetersaurem Silberoxyd versetzt, giebt die flüssige oxydirt salzigte Säure einen schwachen Niederschlag, der nach einer Weile zunimmt. Durch Zutritt des Lichts wird sie so zerlegt, daſs Superoxydul und oxydirte Salzsäure gebildet wird, wobei die Flüssigkeit ihre Farbe verliert und den Geruch des Superoxyduls annimmt. Im Sonnenscheine geschieht diese Veränderung binnen wenigen Stunden, am bloſsen Tagelichte dauert es länger, und im Finstern geht gar keine Veränderung vor sich. Wenn man die durch Einwirkung des Lichts zerlegte Flüssigkeit abdunstet, so verflüchtiget sich das Superoxydul mit dem Wasser, und es bleibt zuletzt eine Lösung der reinen oxydirten Salzsäure zurück.

Die oxydirt salzigte Säure giebt mit Alkalien, Erden und verschiedenen Metalloxyden eigene Salze; diese können aber nicht durch unmittelbare Vereinigung mit der

Säure erhalten werden, weil diese sonst, wie die salpetrichte Säure, gröſstentheils zerlegt wird und man dann salzsaure und oxydirt salzsaure Salze erhält. Am besten gewinnt man sie, wenn man das Superoxydul in einer Auflösung von Kali oder in einem Gemenge von Kalk und Wasser auffängt. Im ersteren Falle wird oxydirt salzigtsaures Kali gebildet, welches in der Lösung zurückbleibt, während das oxydirt salzsaure Kali sich meistens durch Krystallisation absondert; im letztern Falle aber wird fast gar kein oxydirt salzsaures Salz gebildet.

Die Verbindungen der oxydirt salzigten Säure zeichnen sich durch die Eigenschaft aus, daſs sie die Pflanzenfarben bleichen und zerstören, und zwar selbst dann, wenn das Kali in ihnen vorherrscht; auch besitzen sie überdieſs einen eigenen, von dem Geschmacke der Säure herrührenden Geschmack, ganz analog mit dem Geschmacke der schweflichtsauren, phosphorichtsauren und salpetrichtsauren Salze. Man glaubte anfangs, daſs diese Eigenschaften von der Verbindung des Superoxyduls mit den Alkalien und Erden herrühre; allein ein Beweis gegen diese Meinung ist, daſs, wenn man eine Lauge von Aetzkali mit salzsaurem Kali sättiget, und das Superoxydul hineinleitet, die bleichende Flüssigkeit während des fortdauernden Niederschlags von salzsaurem Kali gebildet wird, zum Beweis, daſs der Sauerstoff des Superoxyduls einen Theil der Salzsäure fahren läſst, um einen anderen Theil derselben höher zu oxydiren.

Die Sättigungscapacität der oxydirt salzigten Säure ist 13,5, und sie enthält 6mal soviel Sauerstoff, als die Basis, durch welche sie neutralisirt wird.

4. Oxydirte Salzsäure. Wenn das Superoxydul der Salzsäure von einer gesättigten alkalischen Auflösung eingesogen wird, so wird es auf die so eben angeführte Weise zersetzt, der überschüssige Sauerstoff des Superoxyduls bildet mit einem Theile der Salzsäure oxydirte Salzsäure, mit einem anderen Theile derselben oxydirt salzigte Säure, der gröſste Theil der Salzsäure aber verbindet sich in Gestalt der gewöhnlichen Salzsäure mit dem Alkali zu einem salzsauren Salze. Diese Erscheinung

wurde von Berthollet entdeckt, welcher auch die Erklärung davon gab, die man bis jetzt noch für die richtige hält. Indessen waren die oxydirt salzsauren Salze schon lange vorher bekannt, ehe man ihren Unterschied von den oxydirt salzigtsauren kennen lernte, und ehe man die oxydirte Salzsäure im ungebundenen Zustande, oder wenigsten auſser Verbindung mit einem anderen Körper, als Wasser, darzustellen vermochte. Chenevix versuchte das oxydirt salzsaure Kali durch concentrirte Schwefelsäure zu zerlegen, und erhielt dabei jedesmal ein Gemenge der vorerwähnten gasförmigen niedrigeren Oxydationsstufen, und vermuthlich meist oxydirt salzigte Säure, an deren näheren Untersuchung er jedoch dadurch verhindert wurde, daſs in den meisten seiner Versuche die Masse bei + 70° mit einem blitzähnlichen Scheine explodirte und den Apparat zertrümmerte. Späterhin entdeckte Gay-Lussac, daſs diese Säure unzerlegt erhalten werden könne, wenn oxydirt salzsaure Baryterde in Wasser aufgelöst und die Baryterde aus dieser Lösung genau mit der dazu erforderlichen Quantität Schwefelsäure niedergeschlagen, nachher aber das Liquidum filtrirt und durch vorsichtiges Abdampfen concentrirt wird. Man erhält dadurch eine Flüssigkeit von ölartiger Consistenz, von scharfem und rein saurem Geschmack, welche das Lakmuspapier röthet, ohne es zu bleichen, die Farbe des in Schwefelsäure aufgelösten Indigs nicht verändert, vom Sonnenlicht gar nicht, oder doch höchst langsam zerlegt und durch den Zutritt der Luft nicht verändert wird. Bei vorsichtiger Erhitzung im Destillationsgefäſse kann sie zum Theil ohne Zersetzung überdestillirt werden, obgleich ein groſser Theil davon in Sauerstoffgas und oxydirt salzigte Säure umgewandelt wird. Diese Säure wird zerlegt und verliert einen Theil ihres Sauerstoffs durch Zumischung von Salzsäure, welche sich auf ihre Kosten mit Superoxydul verwandelt, eben so durch Vermischung mit schweflichter und phosphorichter Säure, mit Schwefel- und Phosphor-Wasserstoffgas, und mit m. a. brennbaren Körpern.

H. Davy giebt an, dafs die durch Schwefelsäure aus dem Barytsalze abgeschiedene oxydirte Salzsäure immer Schwefelsäure chemisch gebunden enthält, welche davon nicht anders, als durch Sättigung beider Säuren durch Baryterde, getrennt werden kann. Er behauptet, dafs die oxydirte Salzsäure noch nicht in unverbundenem Zustande erhalten worden ist.

Die Zusammensetzung der oxydirten Salzsäure ist leicht auszumitteln. Wenn oxydirt salzsaures Kali gebrannt wird, entweichen 39,15 Prozent seines Gewichts an Sauerstoffgas, und das zurückbleibende Salz ist völlig neutral. Das Gewicht des verflüchtigten Sauerstoffs beträgt genau das sechsfache des Sauerstoffs, welchen die im Salze enthaltene Menge Salzsäure aufnehmen würde, um zum Superoxydul zu werden, oder 6 mal soviel als das im Salze befindliche Kali Sauerstoff enthält. Diefs giebt 1 Volumen gasförmiges Superoxydul gegen $2\frac{1}{2}$ Volumen Sauerstoffgas. Die Sättigungscapacität dieser Säure ist 10,64, und sie enthält, vom Radikal angerechnet, 8 Mal, von der Salzsäure angerechnet aber 6 Mal, und vom Superoxydul angerechnet 5 Mal diese Menge Sauerstoff.

5. Ueberoxydirte Salzsäure. Den beschriebenen Verbindungen hat Graf Stadion noch eine andere hinzugefügt, welche eine noch gröfsere Menge Sauerstoff, als die oxydirte Salzsäure, enthält.

Sie bildet sich bei Bereitung der oxydirt salzigten Säure durch Destillation des oxydirt salzsauren Kali's mit Schwefelsäure. Der Sauerstoff, welchen die oxydirte Salzsäure bei ihrer Verwandlung in oxydirt salzigte Säure abgiebt, oxydirt einen andern Theil jener Säure noch höher, und bildet ein Salz, auf welches die Schwefelsäure eine weit geringere zersetzende Kraft ausübt, als auf das eingelegte Salz, und welches daher, mit dem während der Destillation gebildet werdenden sauren schwefelsauren Kali vermengt, unzerlegt zurückbleibt. Stadion giebt die Vorschrift, dafs man auf jeden Gran des oxydirt salzsauren Kali's 3 bis 4 Gran einer völlig concentrirten Schwefelsäure anwenden, und nachdem die Säure auf das Salz aufgegossen worden und die heftigste Wir-

kung vorüber ist, das Gemenge solange gelind erwärmt werden solle, bis es die von der oxydirt salzigten Säure herrührende gelbe Farbe verloren hat. Die erkaltete Salzmasse wird darauf mit kochendem Wasser aufgelöst und dem Krystallisiren überlassen. Dabei schiefst zuerst die Verbindung der neuen Säure mit Kali an, und in der Mutterlauge bleibt saures schwefelsaures Kali zurück. Jene muſs noch einigemale umkrystallisirt werden, um sie von allem anhängenden sauren schwefelsauren Kali zu befreien. Mischt man dieses Salz mit gleichen Theilen concentrirter Schwefelsäure und erhitzt es langsam im Destillationsapparat bis zu ungefähr + 138°, so geht eine farbenlose Flüssigkeit über, welches diese Säure ist, jedoch mit Schwefelsäure verunreiniget, wovon man sie durch Zusatz von etwas Barytwasser und Umdestilliren befreien kann.

Man kann auch diese Säure erhalten, wenn man concentrirte flüssige oxydirt salzigte Säure der zerlegenden Wirkung der elektrischen Säule aussetzt und sich Platindräthe zum Ausladen bedient. Die Zerlegung geht anfangs langsam von statten, endlich aber wird die Flüssigkeit farbenlos und kann durch Abdampfen concentrirt werden, wodurch die überoxydirte Säure hergestellt wird. Man erkennt sie vorzüglich daran, daſs das Salz, welches sie mit Kali bildet, schwerer löslich ist, als das von der oxydirten Salzsäure. Die übrigen Eigenschaften dieser Säure sind zur Zeit noch nicht untersucht.

Unsrer chemischen Nomenclatur fehlte es bisher noch an einer Benennung für dieselbe, und ich habe daher, um nicht neue Namen zu machen, die vorher angenommenen Benennungen etwas anders gebrauchen müssen, so daſs der Name, oxydirte Salzsäure, womit man vorher das Superoxydul belegte, nunmehr das bezeichnet, was wir früher überoxydirte Salzsäure nannten, welchen letztern Namen ich dem höchsten Grade der Oxydation der Salzsäure beilegen zu müssen geglaubt habe.

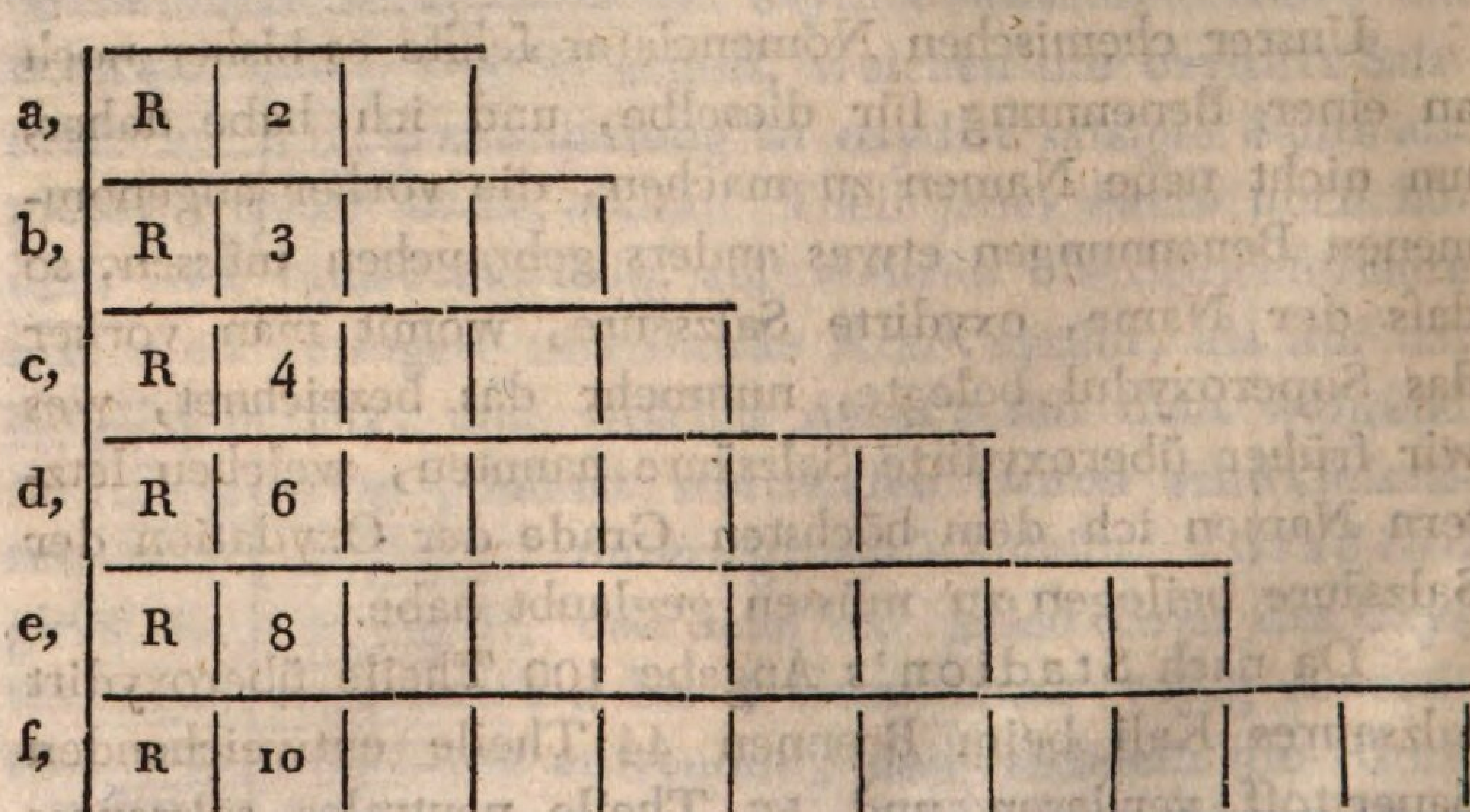
Da nach Stadion's Angabe 100 Theile überoxydirt salzsaures Kali beim Brennen 44 Theile entweichenden Sauerstoff verlieren und 56 Theile neutrales salzsaures

Kali zurücklassen; so ist in der überoxydirten Salzsäure die gemeine Salzsäure mit 7mal soviel Sauerstoff verbunden, als sie im Superoxydul, und als jedes Oxyd aufnimmt, welches mit ihr ein neutrales Salz bilden kann. Stadion berechnet indessen den Sauerstoffgehalt höher, so daſs nach seiner Rechnung die Salzsäure darin mit 8mal soviel Sauerstoff, als sie im Superoxydul aufnimmt, verbunden sein soll, und er nimmt hiernach an, daſs das überoxydirt salzsaure Kali 46,2 Prozent Sauerstoff fahren lasse, und nur 54 Prozent salzsaures Kali zurücklasse. Beiderlei Zusammensetzungen haben Wahrscheinlichkeit für sich; welche aber die richtigere sei, kann nur durch neue Untersuchungen bestimmt werden.

Die Verbindungen des hypothetischen Radikals der Salzsäure mit Sauerstoff sind also, nach Gewichtstheilen gerechnet, auf folgende Art zusammengesetzt:

	Rad.	Sauerst.	Rad.	Sauers.	Salzs.	Sauers.	Salze.	Sauer.
Salzsäure	41,63	58,37	100,00	140,20				
Superoxydul	32,23	67,77	100,00	210,30	77,410	22,59	100,00	29,18
Superoxyd	26,29	73,71	100,00	280,40	63,14	36,86	100,00	58,37
Oxyd. salzigte S.	19,21	80,79	100,00	420,60	46,14	53,86	100,00	116,73
Oxydirte Salzs.	15,13	84,87	100,00	560,80	36,35	63,65	100,00	175,10
Ueberoxyd. Salzs. (n. Stad. Annah.	12,48	87,52	100,00	701,00	29,99	70,01	100,00	233,47)

Folgendes Schema (in welchem die mit R bezeichneten Vierecke wieder das Volumen des Radikals, die leeren aber die Volumina des Sauerstoffs andeuten) stellen die Bestandtheile der Salzsäure und ihrer Oxyde bildlich dar



a, Salzsäure; b, Salzsäure - Superoxydul; c, Salzsäure-Superoxyd; d, oxydirt salzigte Säure; e, oxydirte Salzsäure; f, überoxydirte Salzsäure.

Neue Erklärungsart der Natur der Salzsäure und ihrer Oxyde.

Die Erscheinungen, welche die Salzsäure hervorbringt, besonders der Umstand, daſs das Salzsäure-Superoxydul nicht durch Kohle zersetzt werden kann, haben Anlaſs zu einer, von der hier vorgetragenen, abweichenden Ansicht gegeben, welche bei den einsichtsvollsten Chemikern unsres Zeitalters Beifall gefunden hat.

Gay-Lussac und Thénard, denen wir eine, mit ungewöhnlichem Scharfsinne durchgeführte Entwickelung mehrerer, bis dahin weniger bekannten chemischen Eigenschaften der Salzsäure und ihres Superoxyduls verdanken, zeigten, daſs diese Erscheinungen auch auf eine andere Weise erklärt werden könnten, wenn man nämlich das Superoxydul als einen einfachen Körper, das gemeine salzsaure Gas aber als eine Verbindung dieses einfachen Körpers mit Wasserstoff betrachtete, statt daſs man nach der alten Theorie diese als eine Verbindung der Salzsäure mit Wasser ansieht. Beide Chemiker fanden indessen bei der Vergleichung zwischen beiden Erklärungsarten, daſs die ältere Vorzüge vor der neuen besitze.

Davy, welcher gefunden hatte, daſs das Superoxydul, selbst bei der höchsten Temperatur, die er hervorzubringen vermochte, von der Kohle nicht zerlegt werde, folgerte daraus, daſs es keinen Sauerstoff enthalte, sondern ein einfacher Körper sein müsse. Er fand ferner, daſs, wenn er bei Glühhitze das Superoxydul von einem oxydirten Körper, z. B. Bleioxyd, verschlucken lieſse, dabei eine Quantität Sauerstoffgas, welche immer der im Oxyde enthaltenen gleich sei, entwickelt und zugleich salzsaures Blei gebildet werde. Davy kannte aber damals die Lehre von den bestimmten Proportionen noch

nicht, deren Resultate erst nachher allgemeiner bekannt zu werden anfingen, und konnte daher nicht wissen, dafs dieser Lehre zufolge, der Sauerstoff, welchen wir angenommen haben und den die Salzsäure, bei der Vereinigung mit Bleioxyd, vom Superoxydul fahren läfst, dem, in dem aufgenommenen Bleioxyde enthaltenen Sauerstoffe der Quantität nach gleich sein müsse. Er erklärte daher diese Erscheinung so, dafs der frei werdende Sauerstoff vom Bleioxyd herkomme, und dafs das metallische Blei zu dem einfachen Körper eine stärkere Verwandtschaft besitze, daher der letztere, wenn er mit dem Bleioxyde in Berührung komme, den Sauerstoff daraus vertreibe. Er nannte diesen einfachen Körper Chlorine, (von dem griechischen Worte χλωρος, blafsgrün, gelblichgrün), welches man nachher, der Kürze wegen, mit Chlor vertauscht hat.

Wenn man salzsaures Gas über Bleioxyd leitet, und die Säure, um sich mit dem Bleioxyd zu verbinden, ihr Wasser fahren läfst, so geht, nach der neuen Lehre, nach welcher die Salzsäure eine Verbindung des Chlors mit Wasserstoff (Chlorwasserstoff) ist, ganz eine ähnliche Veränderung vor, als wenn man Schwefelwasserstoff über Bleioxyd leitet (wo der Wasserstoff das Blei reducirt und Wasser bildet, während der Schwefel sich mit dem Metalle verbindet,) und das salzsaure Bleioxyd, (wiewohl es dem Geschmacke und übrigen Kennzeichen nach, anderen Bleioxydsalzen, z. B. dem salpetersauren, oder ameisensauren Bleioxyde, sehr ähnlich ist,) besteht dieser Theorie nach, analog dem Schwefelbleie, aus einer, keinen Sauerstoff enthaltenden, Verbindung des Chlors mit metallischem Blei.

Folgendes Schema zeigt, wie man sich nach der neuen Theorie die Zusammensetzungen der Säuren und Superoxyde der Salzsäure vorzustellen hat, wenn das Superoxydul als einfacher Körper betrachtet wird. R bedeutet der Chlor, der hier, wie der Stickstoff in dem oben gegebenen Schema für die Salpetersäure, zu zwei Maafstheilen in seine Verbindungen eingeht.

Chlor-

Chloroxyd,	R	R	1						
Chlorichte S.	R	R	3						
Chlor-Säure,	R	R	5						
oxyd. Chlor-Säure,	R	R	7						

Bei einer genaueren Prüfung dieser neuen Erklärungsweise hat man einerseits gefunden, daſs, mit Ausnahme der nicht gelungenen Zerlegung des Superoxyduls durch glühende Kohle, nicht eine einzige Erscheinung zur Verwerfung der älteren Theorie Anlaſs giebt, daſs aber andrerseits die neue auch nicht anders widerlegt werden kann, als durch die noch nicht bewirkte Reduktion der Salzsäure und ihres Superoxyduls auf niedrigere Oxydationsstufen oder auf ihr brennbares Radikal selbst. Wenn man aber beiderlei Erklärungen in Bezug auf die übrige chemische Theorie mit einander in Vergleichung stellt, so findet man, daſs sie die Erscheinungen auf eine gleich wahrscheinliche Weise erklären, so daſs es ganz gleich sein kann, welcher von den beiden man vorzugsweise folgt, nur muſs man sich immer der nämlichen bedienen. Ich habe hier vorzugsweise die Salzsäure als eine Sauerstoffsäure betrachtet, theils weil ich lange der Meinung war, daſs diese Ansicht entschiedene Vorzüge hätte, theils weil diese Erklärungsart vom ersten Anfange dieses Lehrbuchs an darin angewandt war, und so zu sagen, zu dieser ganzen systematischen Aufstellung gehörte.

Das Entstehen der Chlorsäure, wenn Chlor mit einer Base, z. B. Kali, in Berührung kommt, wird folgendermaſsen erklärt. Der Chlor strebt sich mit einem Antheil des metallischen Radikals, d. h. des Kaliums, zu verbinden, treibt daher den Sauerstoff davon aus, der sich mit einem andern Antheil Chlor, zu chlorichter oder zu Chlorsäure verbindet, welche wiederum mit noch unzerlegtem Kali zu chlorsaurem Kali in Verbindung tritt. Das näm-

liche ist auch mit dem Schwefel der Fall, wie wir im 2ten Theil beim Schwefelkalium sehen werden. Wenn man Schwefel mit Kali zusammenschmelzt, so werden $\frac{3}{4}$ des Kali's zu Schwefelkalium reduzirt, indem ein Theil des Schwefels mit deren Sauerstoff Schwefelsäure bildet, die sich mit dem rückständigen Viertel zu schwefelsaurem Kali vereinigt. Wenn eine Auflösung von Chlor in Wasser den Sonnenstrahlen ausgesetzt wird, so zerlegt der Chlor das Wasser, mit dessen Wasserstoff er sich verbindet. Da aber keine Basis gegenwärtig ist, welche die Verwandtschaft des Chlors zum Sauerstoffe erhöhen kann, so wird der Sauerstoff in Freiheit gesetzt und entweicht.

Nach der neuen Lehre giebt es keine salzsauren Salze, weil die Salzsäure, dieser neuen Lehre zufolge, eine Verbindung von Chlor und Wasserstoff ist, und wenn sie sich mit anderen Oxyden, z. B. mit Kali, Natron, Baryterde u. a. m. verbindet, so wird das Alkali oder die Erde zerlegt und durch den Wasserstoff der Salzsäure zu Metall reduzirt, welches sich mit dem Chlor verbindet. Daher ist das salzsaure Natron oder Kochsalz nicht eine Verbindung einer oxydirten Salzbasis mit einer Sauerstoffsäure, sondern es ist Chlor-Natrium, dem Phosphor- und Schwefel-Natrium analog.

Einige Anhänger der neuen Theorie nehmen salzsaure, d. h. chlor-wasserstoffsaure Salze an, indem sie glauben, daſs das Kochsalz in fester Gestalt zwar kein Salz sei, daſs aber, bei dessen Auflösung im Wasser, dieses zerlegt, das Natrium auf dessen Kosten zum Natron oxydirt, und der Chlor mit dem Wasserstoffe des Wassers in Salzsäure verwandelt werde. Man sieht aber leicht ein, daſs diese Erklärung nicht richtig sein könne, weil in diesem Fall, wenn das Wasser von dem festen Kochsalze chemisch gebunden werden sollte, Wärme entwickelt werden müſste, wie bei allen anderen ähnlichen Prozessen. Statt dessen aber entsteht, beim Uebergieſsen des Kochsalzes mit Wasser, Kälte, auf dieselbe Weise, wie wenn Salpeter u. m. a. mit Wasser übergossen werden, woraus sich ergiebt, daſs dabei nur eine ganz gewöhnliche

Auflösung eines festen Körpers im Wasser vor sich gehe.

Mehrere mit dem Chlor analoge Körper sind in den späteren Zeiten entdeckt, und stellen Wasserstoffsäuren dar, deren Natur nur durch eine mit dieser vollkommen analogen Ansicht erklärt werden kann, und durch welche die Einfachheit des Chlors bedeutend an Wahrscheinlichkeit gewonnen hat. Ich verweise den Leser daher auf diese unten zu beschreibenden Wasserstoffsäuren.

Die Salzsäure kann sich mit den Oxyden mehrerer brennbaren Körper, von welchen wir bereits gesprochen haben, vereinigen, und bringt mit ihnen höchst merkwürdige Körper hervor, unter welchen die meisten vom Wasser zerlegt werden.

1. Verbindungen der Salzsäure mit den Oxyden des Schwefels.

Wenn ein Strom gasförmiges Salzsäure-Superoxydul durch trockene Schwefelblumen geleitet wird, so wird das Gas, wiewohl langsam, davon eingesogen, und schmilzt damit zu einer tropfbaren Flüssigkeit, die, sobald sie nichts vom Superoxydul mehr aufnimmt, eine grünlichgelbe Farbe hat, die aber beim Durchsehen roth ist. Sie ist schwerflüssig, flüchtig und kann bei $+ 93\frac{1}{2}°$ überdestillirt werden, wobei sie unverändert wieder condensirt wird. Ihr specifisches Gewicht ist 1,699. In der Luft raucht sie und stöfst einen übelriechenden Dampf aus. Dieses Liquidum ist eine Verbindung von wasserfreier Salzsäure mit der niedrigsten Säure des Schwefels. Der Schwefel wird dabei auf Kosten des Sauerstoffs im Superoxydul in diese Säure verwandelt, welche sich mit der wasserfreien Säure verbindet.

Dieselbe Verbindung läfst sich herstellen, wenn man ein Gemenge von Schwefel mit salzsaurem Quecksilberoxyd oder wasserfreiem salzsauren Zinnoxyd destillirt.

100 Theile Schwefel nehmen 222 Theile Superoxydul auf, worin sich 50 Theile überschüssiger Sauerstoff befinden, so daſs in dieser Säure, wie wir vorher gesehen haben, der Schwefel mit halb soviel Sauerstoff, als in der schweflichten Säure, verbunden ist.

Vermischt man diese Doppelsäure mit Wasser, so sinkt sie zu Boden; beim Umschütteln des Gemenges aber wird dasselbe so zerlegt, daſs die Salzsäure, welche eine stärkere Verwandtschaft zum Wasser, als zu der niedrigsten Säure des Schwefels, besitzt, das letztere fahren läſst und sich in wasserhaltige Säure verwandelt. Die niedrigste Schwefelsäure wird dabei zugleich mit zerlegt, indem die eine Hälfte ihres Schwefels sich mit der ganzen Sauerstoffmenge in schweflichte Säure umwandelt, die sich in Wasser auflöst, die andere Hälfte des Schwefels aber sich niederschlägt.

Wenn die in Rede stehende Doppelsäure mit einer neuen Quantität Schwefel digerirt wird, so löst es diesen auf, und man hat gefunden, daſs dieselbe genau noch einmal soviel Schwefel auflösen kann, als sie vorher enthielt. Man kann zu demselben Resultate gelangen, wenn man die Doppelsäure einer schwachen, aber lange fortgesetzten Digestionswärme aussetzt, wobei Salzsäure-Superoxydul gebildet wird und ein mehr Schwefel enthaltendes Liquidum zurückbleibt. Man bekommt es in diesem Falle oft krystallisirt, besonders wenn die Abdampfung hinreichend langsam und in trockener Luft geschieht. Die Verbindung ist das salzsaure Schwefeloxyd. 100 Theile Schwefel sind darin mit 111 Theilen Superoxydul verbunden, deren überschüssiger Sauerstoff 25 Theile, und folglich die Hälfte des Sauerstoffs ausmacht, mit welchem der Schwefel in der Doppelsäure vereiniget war; dieſs beträgt $\frac{1}{4}$ des Sauerstoffgehalts der schweflichten Säure, und $\frac{1}{6}$ des Sauerstoffgehalts der Schwefelsäure.

Das salzsaure Schwefeloxyd wird vom Wasser eben so wie das Oxyd zerlegt, nur mit dem Unterschiede, daſs es mehr Schwefel absetzt.

Diese Verbindungen bestehen nach der neuen Ansicht

aus Chlor und Schwefel, und können Chlorschwefel im Maximum und im Minimum von Chorgehalt genannt werden. Wenn sie mit Wasser in Berührung gebracht werden, wird dieses zerlegt, ein Theil des Schwefels verbindet sich mit dem Sauerstoffe desselben und entbindet eine Menge Wasserstoff, die hinreichend ist, den Chlor zu Chlor-Wasserstoffsäure (Salzsäure) zu sättigen. Ein anderer Theil des Schwefels wird ausgeschieden.

2. Salzsäure mit den Säuren und Oxyden des Phosphors.

Wenn man in einem Glasrecipienten von 40 bis 50 Cubikzoll Rauminhalt 4 Gran Phosphor bringt, die Luft auspumpt, und dann über salzsaurem Kalke getrocknetes gasförmiges Salzsäure-Superoxydul hineinläſst, so entzündet sich der Phosphor und brennt mit Funkensprühen und einem dicken weiſsen Rauche, der sich an den Wänden des Glases in Gestalt einer weiſsen Masse verdichtet. Ein Gran Phosphor nimmt dabei ungefähr 9 Cubikzoll des Gases auf. Die neue Verbindung besteht aus Salzsäure und Phosphorsäure, beide in wasserfreiem Zustande. Sie ist schneeweiſs, flüchtiger als Wasser, läſst sich in verdeckten Gefäſsen schmelzen und krystallisirt beim Erstarren. Setzt man eine geringe Menge Wasser zu, so verbinden sich die Säuren damit unter starker Wärmeentwickelung, verwandeln sich in wasserhaltige Säuren und scheiden sich von einander, indem die Salzsäure entweicht, die Phosphorsäure aber zurückbleibt. Setzt man mehr Wasser zu, so bleibt zwar die Salzsäure in der Flüssigkeit zurück, kann aber durch Abdampfung ausgeschieden werden. Bringt man stark getrocknetes Lakmuspapier in die gasförmige Doppelsäure, so wird es stark davon geröthet. Diese Doppelsäure ist so zusammengesetzt, daſs die Salzsäure doppelt soviel Sauerstoff, als die Phosphorsäure enthält. Sie besteht aus 65,75 Salzsäure und 34,25 Theilen Phosphorsäure, oder 100 Theile Salzsäure verbinden sich mit 52,09 Theilen Phosphorsäure.

Mit der phosphorichten Säure kann sich die Salzsäure verbinden, wenn man bei dem so eben beschriebenen Versuche 10 bis 12 Gran Phosphor auf 40 bis 50 Cubikzoll Salzsäure-Superoxydul nimmt. Man erhält dann, außer einer geringen Menge Sublimat, eine flüssige Verbindung, die man von dem überflüssigen Phosphor abdestilliren muſs. Am bequemsten erhält man diese Verbindung, wenn man salzsaures Quecksilberoxydul (Calomel) in kleinen Stückchen in eine Glasröhre einlegt, darin erhitzt, und sodann Dämpfe von Phosphor durchstreichen läſst. Dieſs geht am besten, wenn man die Röhre an dem einen Ende zubläst, und den Phosphor da hineinlegt, dann aber erst das Quecksilbersalz hineinbringt. Man neigt die Röhre so, daſs der Phosphor nach unten kommt, feuert sodann ringsum mit Kohlen, jedoch so schwach, daſs das Quecksilbersalz sich nicht verflüchtiget, und wenn dieses endlich gehörig erhitzt ist, erwärmt man auch den Phosphor, so daſs er nach und nach durch die Röhre destillirt, deren offenes Ende niederwärts gebogen und mittelst eines Korkes luftdicht in eine kleine Vorlage von Glas geführt ist, die mit Wasser oder Eis abgekühlt wird. Dabei sammlet sich in der Vorlage eine farbenlose Flüssigkeit, die zuweilen mit etwas Phosphor und Quecksilber gemengt ist, wovon sie aber durch Umdestilliren bei gelinder Hitze leicht gereiniget werden kann. In der Röhre bleibt eine dunkel zinnoberrothe Masse zurück, die noch nicht genau untersucht ist, jedoch ein Phosphorquecksilber zu sein scheint, das mit ein wenig salzsaurem Quecksilberoxydul mechanisch gemengt ist.

Die umdestillirte Doppelsäure ist wasserhell, leichtflüssig, wie Aether, stöſst in der Luft einen dicken Rauch aus und hinterläſst im Glase eine weiſse, salzähnliche Kruste. Sie hat einen eigenen, unangenehmen, stechenden Geruch, der anders als bei der Salzsäure ist. Ihr specifisches Gewicht ist = 1,45. Sie röthet das stark getrocknete Lakmuspapier nicht, wohl aber das nicht gut getrocknete. Die Dämpfe dieser Säure können sich an der Flamme eines Lichts entzünden und brennen.

Ich habe schon bei der phosphorichten Säure davon gesprochen, wie sie durch das Wasser zerlegt und wie die phosphorichte Säure daraus abgeschieden wird. Leitet man einen Strom von Salzsäure-Superoxydul hindurch, so wird dasselbe verschluckt, die Masse erstarrt und verwandelt sich in die vorher beschriebene Verbindung der Salzsäure mit Phosphorsäure. Läſst man Ammoniakgas mit der rauchenden flüssigen Doppelsäure in Berührung kommen, so wird dieselbe zerlegt, Phosphor ausgeschieden, und ein Doppelsalz von wasserfreiem phosphorsauren und salzsauren Ammoniak gebildet, von dessen ausgezeichneten Eigenschaften bei den Ammoniaksalzen die Rede sein wird.

Diese Doppelsäure besteht aus 59,76 Theilen Salzsäure und 40,24 Theilen phosphorichter Säure. Wenn dieselbe mit noch mehr Phosphor digerirt wird, so wird er aufgelöst, und es entsteht eine andere, bis jetzt noch wenig untersuchte Verbindung, welche aus Salzsäure und entweder Phosphoroxyd, oder unterphosphorichter Säure (*Acide hypophosphoreux*) besteht. Durch Zusatz von Wasser wird sie in wasserhaltige phosphorichte Säure und Phosphor zerlegt, welcher letztere sich in reducirter Gestalt absetzt.

Nach der neuen Ansicht giebt der Phosphor mit dem Chlor Verbindungen, die mit den drei Säuerungsstufen des Phosphors proportional sind. Wenn diese Verbindungen mit Wasser in Berührung kommen, so zerlegen sie dieses. Der Chlor verbindet sich mit dem Wasserstoffe zu Salzsäure, und der Sauerstoff bringt mit dem Phosphor Phosphorsäure oder phosphorichte Säure hervor. Wenn die Verbindung noch mehr Phosphor enthält, so entsteht nicht unterphosphorichte Säure, sondern nur phosphorichte Säure und der überschüssige Phosphor scheidet sich aus.

3. Salzsäure und Kohlensäure.

Wir haben gesehen, daſs das Salzsäure-Superoxydul bei keinem bekannten Feuersgrade von der Kohle zerlegt

oder gebunden werden könne, wodurch sich die Kohle von allen anderen, bis jetzt mit dem Superoxydul versuchten, brennbaren Körpern unterscheidet. Die Ursache davon scheint darin zu liegen, daſs das Kohlenoxyd, welches alle Merkmale eines Suboxyds besitzt, mit anderen oxydirten Körpern, und also mit der Salzsäure, sich nicht verbinden kann; ferner darin, daſs die Kohlensäure mit der Salzsäure sich nicht in einem solchen Verhältnisse zu vereinigen vermag, daſs der Sauerstoff der letztern doppelt soviel als in der erstern beträgt, d. h. in dem Verhältnisse, in welchem sich die Kohlensäure auf Kosten des Sauerstoffs im Superoxydule bilden würde.

Wenn aber Kohlenoxydgas mit einem gleichen Volumen gasförmigen Salzsäure-Superoxydul gemengt, und dieses der unmittelbaren Berührung der Sonnenstrahlen ausgesetzt wird; so verbinden sich beide Gasarten, die Farbe verschwindet allmählig, und nach ganz kurzer Zeit ist das Gasgemenge farbenlos und hat sich bis zur Hälfte seines vorherigen Umfanges zusammengezogen. Das Gas hat dabei ganz andere Eigenschaften angenommen; es hat einen eigenthümlichen, sauren, stechenden Geruch, welcher dem des Superoxyduls nicht ähnlich ist, und Augen, Nase und Luftröhre stark reizt. Es macht nunmehr eine aus Salzsäure und Kohlensäure bestehende gasförmige Doppelsäure aus, und entsteht dadurch, daſs das Kohlenoxyd auf Kosten des Superoxyduls in Kohlensäure verwandelt wird, die sich mit der Salzsäure verbindet. Beide Gasarten müssen aber wasserfrei sein, weil sich sonst die Salzsäure mit dem Wasser zu wasserhaltiger Salzsäure vereiniget und die Kohlensäure fahren läſst. Die Mischung dieser Gase geschieht am besten so, daſs man aus einem Glaskolben die Luft auspumpt, und dann den Kolben mit Kohlenoxydgas füllt, welches durch eine Glasröhre hineingeleitet wird, die ihrer ganzen Länge nach mit salzsaurem Kalke angefüllt ist, damit dieser die Feuchtigkeit des Gases einsauge. Der Glaskolben wird hierauf noch einmal ausgepumpt, um ihn von der atmosphärischen Luft zu befreien, welche nach dem ersten Auspumpen zurück-

geblieben ist und sich mit dem einströmenden Gase vermischt hat. Ist diefs geschehen, so läfst man soviel gasförmiges Kohlenoxyd in den Kolben, dafs er zur Hälfte damit angefüllt wird, füllt ihn sodann vollends mit Salzsäure-Superoxydul voll, welches ebenfalls durch eine Glasröhre mit salzsaurem Kalke geleitet werden mufs, schliefst endlich das Ventil, und setzt den Kolben eine kleine Weile dem Sonnenscheine aus. Hat das Gas seine Farbe verloren, so kann man noch $\frac{1}{4}$ vom Volumen des Kolbens Salzsäure-Superoxydul zusetzen und dann den Kolben vollends mit Kohlenoxydgas anfüllen, worauf dann eine neue Quantität Doppelsäure im Sonnenscheine gebildet wird. Wenn man kein völlig genaues Maafs hat, thut man immer am besten, einen kleinen Ueberschufs von Kohlenoxydgas anzuwenden, indem der Charakter der Doppelsäure dadurch nicht verändert wird.

Die gewonnene gasförmige Doppelsäure hat ein specifisches Gewicht von 3,438 und ist also eine der schwersten Gasarten. Alkohol saugt sie bis zu seinem 12fache. Volumen ein, zerlegt sie nicht, und nimmt ihren eigenthümlichen Geruch und Geschmack an. Vom Wasser wird dieses Gas hingegen in wenigen Augenblicken zersetzt; es bildet sich wasserhaltige Salzsäure, die vom Wasser aufgenommen wird, und wenn das Volumen des zugegossenen Wassers nicht zu grofs war, so bleibt ein eben so grofses Volumen kohlensaures Gas zurück, als die Doppelsäure vorher einnahm.

Wird das Gas dieser Doppelsäure der Einwirkung verschiedener Metalle ausgesetzt, und zwar selbst solcher, die sonst nicht eine ausgezeichnet starke Verwandtschaft zum Sauerstoffe haben, z. B. Arsenik und Antimon; so wird dennoch die Kohlensäure durch die Metalle zerlegt und zu Kohlenoxyd reducirt, weil die Salzsäure zu den Metalloxyden eine stärkere Verwandtschaft als zur Kohlensäure hat. Es wird dabei ein neutrales salzsaures Metallsalz gebildet. Wirkt hingegen das Gas der Doppelsäure auf oxydirte Metalle, so wird dasselbe, nach der verschiedenen Natur der letztern, entweder völlig absor-

birt, und bildet dann eigene Doppelsalze, oder es wird auch nur die Salzsäure von dem Metalloxyde aufgenommen, und es bleibt ein eben so grofses Volumen kohlensaures Gas zurück, als das Gas der Doppelsäure ausmachte.

Mischt man die gasförmige Doppelsäure mit Ammoniakgas, so condensiren sich auf 1 Volumen der erstern 4 Volumina des letztern, und es wird ein wasserfreies Doppelsalz mit Ueberschufs an Ammoniak gebildet, welches vom Wasser zersetzt wird, und dabei ein neutrales wasserhaltiges salzsaures Ammoniak erzeugt, welches sich von dem kohlensauren Ammoniak, sowie vom überschüssigen Ammoniak abscheidet.

In dieser Doppelsäure sind die Säuren in solchem Verhältnisse mit einander vereiniget, dafs beide gleiche Mengen Sauerstoff enthalten. Das Kohlenoxydgas findet nämlich in einem gleichen Volumen Salzsäure-Superoxydul genau die Menge Sauerstoff, die zu seiner Verwandlung in Kohlensäure erforderlich ist, und die der Quantität des Sauerstoffs im Kohlenoxyd gleich ist, von dem Sauerstoffe der Salzsäure aber die Hälfte beträgt.

Dem Gewichte nach besteht sie aus 55,45 Theilen Salzsäure und 44,55 Theilen Kohlensäure; dem Volumen nach aber aus gleichen Theilen kohlensaurem Gase und wasserfreier, gasförmiger Salzsäure, die sich bei ihrer Verbindung zu einem einfachen Volumen zusammenziehen, so dafs aus zwei Maafstheilen nach der Vereinigung nur eins entsteht. Damit stimmt auch das specifische Gewicht des Gases überein. Denn wir haben (S. 498.) gesehen, dafs das specifische Gewicht der wasserfreien gasförmigen Salzsäure 1,931 und (S. 473.) das des kohlensauren Gases 1,519 beträgt; das Gewicht der Doppelsäure mufs daher der Summe dieser beiden Gewichte gleich sein, d. h. $1,931 + 1,519 = 3,45$ betragen. Die unmittelbare Wägung hat aber 3,438 gegeben.

Diese Doppelsäure wurde von John Davy entdeckt, welcher ihr dann den ganz unpassenden Namen Phosgène beilegte. Er wollte dadurch die Bildung derselben

durch das Sonnenlicht andeuten, was aber diese Benennung, ihrer Etymologie nach, nicht ausdrückt, indem man eher glauben könnte, daſs damit der lichtbildende Grundstoff gemeint werde, so wie z. B. Hydrogène der wasserbildende Grundstoff bedeutet.

Die Natur dieser Verbindung wird nach der neuen Theorie weniger consequent erklärt, als nach der älteren, wo eine Verbindung von zwei Säuren in einem solchen Verhältniſs, daſs beide eine gleiche Menge Sauerstoff enthalten, etwas ganz Natürliches ist. In der neuen Theorie besteht sie aber aus einem einfachen Körper, mit dem Oxyde eines anderen verbunden, wovon wir in der ganzen unorganischen Natur kein anderes recht bestätigtes Beispiel haben. Um folgerecht zu sein, muſs man sie dann als eine doppelte Verbindung von Kohlensäure mit Chlorkohlenstoff betrachten, in welcher sich der Kohlenstoff zwischen dem Sauerstoff und dem Chlor gleichförmig vertheilt.

Man glaubte lange, daſs diese die einzige Verbindung des Chlors mit dem Kohlenstoffe wäre; Faraday hat aber nicht weniger als drei andere Verbindungen von Kohle mit Chlor entdeckt, welche, nach der neuen Ansicht, keinen Sauerstoff enthalten.

Wenn man die ätherartige Flüssigkeit, welche vom ölbildenden Gas und Salzsäure-Superoxydul erzeugt und gewöhnlich Chloräther genannt wird, in einem mit gasförmigem Salzsäure-Superoxydul angefüllten Gefäſse dem Sonnenlichte aussetzt, so verliert das Gas nach und nach seine Farbe und wird in salzsaures Gas verwandelt. Läſst man dieses durch Wasser absorbiren, und Superoxydul statt dieses hineintreten, so lange als noch salzsaures Gas gebildet wird, so verwandelt sich der Chloräther in eine solide, krystallinische Masse. Der Chloräther verliert dabei gänzlich seinen Wasserstoff und der krystallinische Körper enthält nunmehr bloſs Kohlenstoff und Salzsäure-Superoxydul. Um ihn von anhängender Salzsäure zu reinigen, spült man ihn erst mit Wasser ab, löst ihn dann in Alkohol auf und läſst endlich diese Auf-

lösung tropfenweise in Wasser fallen, wozu etwas Kali gemischt ist. Er wird dadurch aus der Flüssigkeit niedergeschlagen, man süſst ihn mit Wasser aus, drückt ihn stark zwischen Löschpapier und läſst ihn trocknen. Dieser Körper ist farbenlos, beinahe ohne Geschmack, hat aber einen aromatischen, kampherartigen Geruch. Er ist leicht zerreiblich und beinahe doppelt so schwer als Wasser. Bei + 160° wird er flüssig und kocht bei + 180°. Die Dämpfe verdichten sich zu durchscheinenden Krystallen, deren Grundform ein Octaeder ist. Im flüssigen Zustande ist er durchsichtig und farbenlos. Er ist schwer zu verbrennen, bei der Glühhitze aber dem Sauerstoffgas ausgesetzt, brennt er mit Lebhaftigkeit, und verwandelt sich in kohlensaures Gas und in Salzsäure-Superoxydul. In der Flamme einer Weingeistlampe brennt er fort, und stöſst salzsaures Gas aus, verlöscht aber, wenn er aus der Flamme genommen wird. Er löst sich weder im warmen noch im kalten Wasser auf, ist aber in Alkohol und noch leichter in Aether auflöslich. Diese Auflösungen werden nicht vom salpetersauren Silberoxyd getrübt. In fetten und flüchtigen Oelen löst er sich ebenfalls auf. In Dampfgestalt, mit Wasserstoffgas gemischt, wird er durch den elektrischen Funken nicht angezündet. Wird aber die Mischung durch eine glühende Röhre getrieben, so erhält man salzsaures Gas, und es setzt sich Kohle in der Röhre ab. Werden Dämpfe von diesem Körper über glühende Metalle geleitet, so zersetzen sie sich und man erhält ein salzsaures Metallsalz und Kohle. Werden sie über glühende Metalloxyde geleitet, so werden salzsaures Metallsalz, kohlensaures Gas und reduzirtes Metall erhalten. Von den wasserfreien alkalischen Erden (die Talkerde ausgenommen) werden die Dämpfe unter Feuererscheinung verschluckt, die Masse wird schwarz und man erhält ein mit Kohle gemengtes salzsaures Erdsalz. Bei keinem von diesen Versuchen wird Wasser oder salzsaures Gas erhalten. Die Zusammensetzung dieses Körpers hat Faraday folgendermaaſsen ausgemittelt. Ein Maaſs ölbildendes Gas condensirt 5 Maaſs Salzsäure-Superoxydul

und giebt 4 Maaſs salzsaures Gas wieder. Diese 4 Maaſs salzsaures Gas enthalten aber nur 2 Maaſs Salzsäure-Superoxydul (weil das salzsaure Gas aus $\frac{1}{2}$ Maaſs Superoxydul und $\frac{1}{2}$ Maaſs Wasserstoffgas besteht). Es sind daher 3 Maaſs Salzsäure-Superoxydul mit dem Kohlenstoffe des ölbildenden Gases in Verbindung getreten. Nach der Hypothese, daſs die Salzsäure Sauerstoff enthält, besteht daher diese Verbindung aus 69,4 Theilen wasserfreier Salzsäure und 30,6 Theilen Oxalsäure *). In der, für diese Verbindung weit wahrscheinlicheren Ansicht, daſs der Chlor einfach ist, besteht sie aus einem Maaſs Kohlenstoff mit 3 Maaſs Chlor verbunden, welches dem Gewicht nach 89,82 Theile Chlor gegen 10,18 Theile Kohlenstoff giebt. Es ist in der That nicht leicht einzusehen, warum, wenn der Chlor Sauerstoff enthalten sollte, zwei so starke Säuren, wie die Salzsäure und die Oxalsäure, ihre Verwandtschaften zum Wasser und zu den Salzbasen gegenseitig aufheben sollten, da hingegen, nach der neuen Theorie, diese Säuren darin nicht enthalten sind und zu ihrem Hervorbringen eine Zerlegung des Wassers erfordern, die wahrscheinlich nicht statt findet.

Läſst man die eben beschriebene Verbindung in Dampfgestalt durch eine glühende Porzellanröhre, welche mit kleinen Stücken von Porzellan angefüllt ist, in eine erkaltete Vorlage streichen, so zersetzt sie sich, es wird Salzsäure-Superoxydul entbunden, und in der Vorlage verdichtet sich eine ätherartige Flüssigkeit. Diese ist durch ein wenig Salzsäure-Superoxydul gelblich gefärbt, und zugleich mit einem unzerlegten Theil der vorhergehenden Verbindung verunreinigt. Von diesen muſs sie durch wiederholte Destillationen befreit werden. Im reinen Zustande ist sie farbenlos und wasserhell. Ihr eigenthümliches Gewicht ist 1,5526. Sie bricht das Licht ungefähr wie geschmolzener Kampher, ist ein Nichtleiter der Elektricität,

*) Die Oxalsäure besteht, wie wir unten finden werden, aus Kohlenstoff mit $\frac{2}{3}$ soviel Sauerstoff, wie in der Kohlensäure, verbunden.

und läſst sich im trocknen Sauerstoffgas nicht anzünden, wenn die Temperatur nicht sehr hoch ist. In der Flamme einer Weingeistlampe brennt sie mit einer leuchtenden, gelblichen Flamme, giebt vielen Rauch und riecht nach salzsaurem Gas. Bei einer Kälte von — 18° bleibt sie noch flüssig. Unter Wasser erhitzt, nimmt sie zwischen + 71° und + 77° Dampfgestalt an und bleibt in diesem Zustande, bis daſs die Temperatur erniedrigt wird. In Wasser ist sie unauflöslich, löst sich aber in Alkohol, Aether, in fetten und flüchtigen Oelen auf. Sie absorbirt das Salzsäure-Superoxydul oder den Chlor, verbindet sich aber nicht eher damit, als bis sie dem Sonnenlichte ausgesetzt wird, da sie dann in die chlorreichere, krystallinische Verbindung übergeht. Dieses ist eine sehr merkwürdige Thatsache, weil hier Licht und Wärme ganz entgegengesetzte Wirkungen hervorbringen, indem der Wärmestoff die Trennung, und der Lichtstoff die Wiedervereinigung begünstigt. Diese Verbindung besteht, nach der älteren Ansicht, aus 66,2 Theilen Salzsäure und 33,8 Theilen Kohlenoxydgas, von welchem dieses die Hälfte soviel Sauerstoff als jenes enthält. Nach der neuern Ansicht besteht sie aus 2 Maaſs Chlor und 1 Maaſs Kohlenstoff, d. h. 85,5 Theile des ersten und 14,5 Theilen des letzten. Zu den Metallen, dem Wasserstoffgas und den Salzbasen verhält sich diese Verbindung vollkommen wie die vorher erwähnte.

Julin in Åbo hatte bei einer Destillation von Scheidewasser ein Sublimat erhalten, welches dem vorhergehenden ähnlich war. Es wurde daher Faraday und Phillips zur Untersuchung überlassen. Sie entdeckten, daſs es noch eine dritte Verbindung von Chlor mit Kohlenstoff war. Sie fanden darin ein gleiches Maaſs von Chlor und Kohlenstoff, oder dem Gewicht nach 74,8 Theile Chlor und 25,2 Theile Kohlenstoff. Nach der älteren Theorie wäre sie eine Verbindung von Salzsäure mit einer niedrigeren Oxydationsstufe des Kohlenstoffs, worin die Kohle mit der Hälfte soviel Sauerstoff wie in dem Kohlenoxydgas verbunden wäre, und die sich mit

der Salzsäure in einem solchen Verhältnifs verbunden hatte, dafs diese doppelt soviel Sauerstoff als jene enthalten sollte. — Diese Verbindung ist der Ersterwähnten sehr ähnlich, krystallinisch, leicht schmelzbar, flüchtig, schwer zu verbrennen, im Alkohol und Aether, aber nicht im Wasser, auflöslich u. s. w. Es gelang Faraday und Phillips nicht, sie künstlich hervorzubringen.

Der Kohlenstoff läfst sich also mit dem Chlor oder dem Salzsäure-Superoxydul in drei Verhältnissen verbinden, in welchen 1 Maafs Kohlenstoff mit 1, 2 und 3 Maafs Chlor vereiniget ist. —

4. Salzsäure mit schweflichter Säure und Kohlensäure.

Wenn man 1 Gewichtstheil geschwefelten Kohlenstoff mit ungefähr 16 Gewichtstheilen eines Gemenges von concentrirter Salpetersäure und concentrirter Salzsäure in einem unvollkommen verschlossenen Gefäfse übergiefst, so wird derselbe erst röthlichgelb, fängt dann an eine gröfsere Consistenz und lichtere Farbe anzunehmen und nach Verlauf von 2 bis 3 Wochen hat er sich in eine weifse krystallinische Masse verwandelt, die im äufseren Ansehen dem Kampher gleicht. Man erhält diese noch schneller, wenn man Schwefel-Kohlenstoff der Einwirkung von feuchtem Salzsäure-Superoxydul aussetzt. Wenn das Superoxydul trocken ist, wird sie nicht gebildet, weil dieses dann vom Schwefel-Kohlenstoff eingesogen wird und durch Hitze wieder daraus vertrieben werden kann.

Diese weifse Masse ist eine wasserfreie Verbindung von Salzsäure, schweflichter Säure und Kohlensäure. Sie hat einen scharfen unangenehmen Geruch, der einige Aehnlichkeit mit dem Geruche der salzsauren unterschweflichten Säure besitzt. Sie schmeckt brennend und nachher säuerlich, wirkt aber nicht auf trockenes Lakmuspapier. Auf feuchtes Lakmuspapier gelegt, röthet sie dasselbe in

wenigen Augenblicken sehr stark. Sie schmilzt in der Wärme sehr leicht und krystallisirt während des Abkühlens und Gerinnens. Bei höherer Temperatur läſst sie sich leicht überdestilliren, ohne dabei verändert zu werden. In verdeckten Gefäſsen sublimirt sie sich an den Wänden, ganz wie der Kampher, und bildet dabei kleine, farbenlose, wasserhelle Krystalle, welche Würfel zu sein scheinen. Sie wird im Wasser nicht aufgelöst, und wenn man sie mit Wasser erhitzt, so streicht ein groſser Theil davon in Dämpfen durch das Wasser, während ein geringerer Theil davon zerlegt wird, und die Salz- und schweflichte Säure an das Wasser abgiebt, die gasförmige Kohlensäure aber entweicht. Läſst man sie lange mit Wasser in Berührung, so wird sie nach und nach zersetzt und das Wasser sauer.

Sie löst sich in Aether, Alkohol, in fetten und flüchtigen Oelen und in Schwefel-Kohlenstoff auf. Die Auflösung in Alkohol schmeckt scharf sauer und zugleich höchst unangenehm. Mischt man sie mit einer Auflösung von salpetersaurem Silberoxyd in Alkohol, so entsteht anfangs kein Niederschlag, sondern erst nach einigen Augenblikken, nimmt aber dann allmählig zu. Legt man ein Stück Zink in die Alkohol-Solution, so wird dasselbe unter Entwickelung eines Gases aufgelöst, dessen Geruch unerträglich stinkend ist. Mischt man die Alkohollösung mit Wasser, so wird der gröſsere Theil der aufgelösten Säure wieder niedergeschlagen. Aetzkali löst dieselbe langsam auf und scheidet die Säuren von einander, die ohne Rückstand und ohne Gasentwickelung davon aufgenommen werden. Die Lösung enthält dann Kali in Verbindung mit Salzsäure, schweflichter Säure und Kohlensäure. In Dampfgestalt über glühendes metallisches Eisen geleitet, wird sie gleichfalls zerlegt und erzeugt salzsaures Eisenoxydul und Schwefeleisen, wogegen ein Gemenge von Kohlensäure und Kohlenoxyd in Gasform entweicht.

Dieser saure Körper ist zusammengesetzt aus 2 Volumen wasserfreier gasförmiger Salzsäure, 1 Volumen schweflichtsaurem Gas und 1 Volumen kohlensaurem Gase, oder dem

dem Gewichte nach aus 48,74 Theilen Salzsäure, 29,63 Theilen schweflichter Säure und 21,63 Kohlensäure, daſs sonach die Kohlensäure und schweflichte Säure gleiche Mengen Sauerstoff enthalten, die Salzsäure aber soviel als beide zusammen. Man darf diesen sauren Körper nicht sowohl als eine dreifache Säure betrachten, sondern vielmehr als eine Verbindung von zwei Doppelsäuren, der salzsauren schweflichten Säure und der salzsauren Kohlensäure, ganz auf dieselbe Weise, wie wir weiter unten sehen werden, daſs zwei Salze, welche entweder die Säure, oder den damit verbundenen oxydirten Körper mit einander gemein haben, ein einziges Salz bilden können, das zu derjenigen Klasse von Salzen gehört, die wir Doppelsalze nennen.

Diese Verbindung gehört, so wie die salzsaure Kohlensäure, zu denen, welche, nach den älteren Ansichten über die Natur der Salzsäure, bündiger erklärt werden, als nach der neueren. In dieser muſs sie als von 4 Maaſs Chlor mit einem Maaſs unterschweflichter Säure und einem Maaſs Kohlenoxydgas zusammengesetzt betrachtet werden. Sie macht also die dreifache Verbindung von einer Säure, einem Oxyd und einem einfachen Körper aus, und sie besteht diesemnach aus 65 Theilen Chlor, 22,2 Theilen unterschweflichter Säure und 12,8 Theilen Kohlenoxyd.

5. Salzsäure mit salpetrichter Säure.

Schon seit langer Zeit hat man sich eines Gemenges von Salz- und Salpetersäure, unter dem Namen des Königswassers (*Aqua regis*), zu Auflösung derjenigen Metalle bedient, welche sich, wie z. B. das Gold, von keiner Säure einzeln auflösen lassen. Man pflegt dieses Gemenge aus 2 Theilen Salzsäure und 1 Theil Salpetersäure, von der Stärke des gewöhnlichen Scheidewassers, zu machen, oder auch so, daſs man salzsaures Natron oder salzsaures Ammoniak in gemeinem Scheidewasser auflöst, wo die Salpetersäure die Salzsäure des Salzes in Freiheit setzt.

Die Natur dieses Gemenges ist indessen erst durch die Entdeckungen der neueren Zeit aufgeklärt worden. Wenn man Salzsäure mit concentrirter farbenloser Salpetersäure mischt, so wird das Gemenge gelb, und stöfst beim Erwärmen ein gelbgefärbtes Gas aus, welches von sehr concentrirten Säuren einen höchst unangenehmen Geruch besitzt, wenn aber die Säuren mehr verdünnt sind, oder weniger Salpetersäure dabei ist, nach Salzsäure-Superoxydul riecht. Die Ursache dieser Erscheinung liegt darin, dafs die Salzsäure gröfsere Verwandtschaft zum Sauerstoffe hat, als die salpetrichte Säure, dadurch aber die Salpetersäure zu salpetrichter Säure reduzirt, indem sie selbst sich in Superoxydul verwandelt. Giefst man dieses Gemenge auf Metalle, die sonst von der Salpetersäure nicht aufgelöst werden, so werden sie nun durch die Salzsäure aufgelöst, und zwar so, dafs das Superoxydul vom Metalle zerlegt wird, und dessen Oxyd sich mit der freiwerdenden Salzsäure verbindet. — Nach Davy's Versuchen kann ein Gemenge von salpetrichter Säure und Salzsäure, so concentrirt es auch sein mag, das Gold nicht auflösen, und die Salzsäure ist darin nicht chemisch mit der salpetrichten Säure vereiniget.

Allein, obgleich die Salzsäure, wenn sie mit Wasser verbunden ist, keine Verwandtschaft zu der wasserhaltigen salpetrichten Säure zu haben scheint, so können sich beide dennoch vereinigen, wenn sie sich im wasserfreien Zustande berühren. Diese Verbindung ist neuerlich von Dulong entdeckt worden. Man erhält sie, wenn man irgend ein Ammoniaksalz in Wasser bis zur Sättigung des letztern auflöst, damit eine Glasglocke anfüllt, die Glocke in einem anderen Theile derselben Auflösung umstürzt, und dann Salzsäure-Superoxydul in die Glocke leitet. Das Superoxydul wird nach und nach verschluckt, die Flüssigkeit wird gelblich, und man sieht auf ihrer Oberfläche kleine pomeranzengelbe Tropfen sich bilden, die allmählig zu Boden sinken und sich hier zu einem öläh nlichen Liquidum ansammeln. Die Bildung dieses Liquidums geht im Kalten sehr langsam, bei + 28° bis + 30°

aber sehr rasch von statten. Dieser ölähnliche Stoff ist so flüchtig, daſs er, wenn er auf der Oberfläche der Flüssigkeit mit der Luft in Berührung kommt, sich sogleich verflüchtiget, und zwar mit einem Geruche, welcher dem ähnlich ist, der sich bei Erhitzung eines Gemenges concentrirter Salpeter- und concentrirter Salzsäure entwickelt. Sein specifisches Gewicht ist 1,653. Er hat bei keinem bekannten Kältegrade in feste Gestalt gebracht werden können. In verschlossenen Gefäſsen kocht er und destillirt bei + 71° unverändert über. Senkt man ihn in Wasser von + 93°, so verflüchtiget er sich mit heftigem Geräusch; ist aber das Wasser um einige wenige Grad wärmer, z. B. + 96° bis + 100°, so explodirt er mit äuſserster Gewaltsamkeit, bringt Feuer und einen starken Knall hervor und zersprengt das Gefäſs. Hat man es so eingerichtet, daſs die Produkte gesammlet werden können, so findet man, daſs er sich in ein Gemenge von Salzsäure-Superoxydul und Stickstoffgas verwandelt hat. Die beste und am wenigsten gefährliche Art, sein Explodiren zu versuchen, ist die, daſs man einen oder ein Paar Tropfen davon in ein Stückchen Papier einsaugen läſst und dieses dann schnell über die Flamme eines Lichts bringt. Es verbrennt da mit dem Knalle eines Flintenschusses. Auch kann man ihn ohne Gefahr entzünden, wenn man einen Tropfen davon unter Wasser in eine Untertasse bringt, diese dann auf den Fuſsboden setzt, und den Tropfen mit einem langen Stabe, den man vorher in Baumöl eingetaucht hat, berührt. Der Tropfen explodirt dabei augenblicklich und mit solcher Gewalt, daſs er die Untertasse zerschlägt, ohne jedoch die Stücken umherzuwerfen, und daſs auf der Stelle des Fuſsbodens, über welcher der Tropfen lag, ein Merkmal davon zurückbleibt.

Die Leichtigkeit, womit dieser Körper explodirt, macht es höchst gefährlich, damit umzugehen. Die Untersuchung desselben zog Dulong einen Augenschaden und verstümmelte Hände zu und der berühmte Davy er-

hielt bei den Versuchen damit eine schwere Verletzung eines Auges.

Diese sonderbare Verbindung hat mehrere ungewöhnlichere und ganz merkwürdige Eigenschaften. Sie wird weder vom Alkohol, noch vom Aether aufgelöst, sondern verbindet sich mit kleinen Quantitäten davon zu eigenen Körpern, welche die Eigenschaft zu explodiren gänzlich verloren haben. Die Verbindung mit Aether ist dem Wachse, und die mit Alkohol einem weissen Oele ähnlich. Sie löst den Kampher auf, den man mittelst Alkohol unverändert wieder daraus abscheiden kann. Kommt dieselbe mit Phosphor, phosphorhaltigen Körpern, Baumöle, flüchtigen Pflanzenölen, Naphta, Steinöle und dergleichen Körpern in Berührung, so verpufft sie augenblicklich mit außerordentlicher Gewaltsamkeit. Andere brennbare Körper, z. B. Zucker, Gummi, Stärke, und mehrere Harze verursachen keine Explosion. Manche Seifenarten bringen eine Explosion damit hervor, andere nicht. Diese Anomalien machen alle Versuche damit höchst gefährlich; denn sie explodirt oft, wenn man es am wenigsten vermuthet. Wenn man es im Geringsten versieht und nur ein Sonnenstäubchen eines Körpers, der damit detonirt, an das Gefäſs kommt, worin sie behandelt wird; so explodirt sie sogleich und wirft, wenn sie eingeschlossen ist, die Stückchen des zerschmetterten Glases gewaltsam umher.

Sie verbindet sich mit den meisten Körpern vegetabilischen Ursprungs, wiewohl ihre Vereinigung mit manchen derselben erst nach längerer Einwirkung vor sich geht. Die Ursache ihrer ungleichen Neigung zum Explodiren scheint in dem verschiedenen Grade der Heftigkeit zu liegen, womit sie die Verbindungen eingeht, so daſs, wenn sie mit gewissen Körpern sich besonders heftig vereiniget, im Augenblicke der Berührung eine hinreichend hohe Temperatur zur Entstehung einer Explosion hervorgebracht wird.

Sie kann sich mit dem Schwefel-Kohlenstoff in mehreren Quantitäten verbinden und verliert in dieser Verbindung das Vermögen zu explodiren. Sie greift die

Metalle an, bildet dabei neutrale salzsaure Salze und entwickelt Stickstoffgas.

Die Bildung dieses Körpers durch Einwirkung des Salzsäure-Superoxyduls auf ein Ammoniaksalz geht wahrscheinlich auf folgende Weise vor sich. Das Ammoniak im Salze wird zerlegt, der Wasserstoff mit dem Sauerstoffe von einem Theile des Superoxyduls zu Wasser verbunden und dadurch wasserhaltige Salzsäure gebildet. Der Stickstoff, der im Augenblicke seines Freiwerdens ebenfalls mit dem Superoxydul in Berührung ist, oxydirt sich auf Kosten des letztern zu irgend einem Oxyde des Stickstoffs, und zwar wahrscheinlich zur salpetrichten Säure, die sich im Augenblicke ihrer Bildung mit der Salzsäure des Superoxyduls verbindet und damit die ölartige Flüssigkeit bildet, die als ein unlöslicher Körper im Wasser zu Boden sinkt. Sie macht in diesem Zustande eine wasserfreie Doppelsäure aus, welche, wie mehrere der vorhergehenden, im Wasser sich nicht auflöst, und deren Bestandtheile erst nach längerer Einwirkung des Wassers, in Gestalt wasserhaltiger Säuren, von einander geschieden werden.

Wenn diese Doppelsäure bis zu + 96° erhitzt wird, so verbindet sich die wasserfreie Salzsäure mit dem Sauerstoffe der salpetrichten Säure, unter Erscheinung von Feuer, zu Superoxydul, und es wird zugleich mit diesem auch Stickstoffgas gebildet, so daſs bei dieser Gelegenheit die Salzsäure auf Kosten der salpetrichten Säure zu Superoxydul verbrennt, auf dieselbe Weise, wie wir gesehen haben, daſs die Salzsäure im Superoxyd mit der Hälfte des Sauerstoffs von letzterm zum Superoxydul verbrennt. Die Gewaltsamkeit der Explosion entsteht von der Ausdehnung der Gase im Augenblicke des Glühens.

Daſs das Salzsäure-Superoxydul, bei einer niedrigeren Temperatur, wo jene Doppelsäure tropfbarflüssig ist, durch den Stickstoff zu Salzsäure reducirt wird, die bei höherer Temperatur von der salpetrichten Säure ihren Sauerstoff wieder annimmt, und von neuem überoxydirt wird, ist eine in der Chemie nicht ungewöhnliche Er-

scheinung. Die schwächeren Verwandtschaften, welche nur bei niedrigeren Temperaturen Statt finden, äuſsern selbst dann bei diesen ihre Wirksamkeit, wenn die stärkeren Verwandtschaften, welche gewöhnlich erst bei höherer Temperatur ihre Wirkung äuſsern, zu schlummern scheinen. Die schwächeren, den niedrigeren Temperaturen angehörigen Verwandtschaften, durch welche diese Doppelsäure gebildet wird, sind die des Stickstoffs zum Sauerstoffe des Superoxyduls, und der salpetrichten Säure zur Salzsäure.

Diese Doppelsäure bildet sich nicht, wenn das Ammoniak in ätzendem Zustande mit dem Salzsäure-Superoxydul in Berührung kommt; denn es entsteht in diesem Falle nur Wasser, Stickstoffgas und Salzsäure, bis das Ammoniak von der Säure gesättiget ist, wo sodann die Bildung des ölartigen Körpers ihren Anfang nimmt, wenn noch etwas Superoxydul übrig ist.

Wenn man diese Doppelsäure in concentrirte Salzsäure bringt, so entsteht salzsaures Ammoniak, und Salzsäure-Superoxydul wird noch in gröſserer Menge, als sonst aus einer gleichen Quantität der Doppelsäure, entwickelt, weil die Affinität der Salzsäure zum Ammoniak, verbunden mit dessen Verwandtschaft zum Sauerstoffe, die Zerlegung eines Theiles Wasser auf die Weise bewirkt, daſs der Stickstoff der salpetrichten Säure sich mit dem Wasserstoffe des Wassers verbindet, und die Salzsäure mit dem Sauerstoffe der salpetrichten Säure sowohl, als des Wassers, Superoxydul bildet. Der groſse Ueberschuſs von freier Säure schützt das neutrale Salz vor der Einwirkung des Superoxyduls.

Läſst man die Doppelsäure mit ein wenig Wasser übergossen in einem verschlossenen Gefäſse stehen, so wird sie langsam aufgelöst, und die Flüssigkeit enthält ein Gemenge von salpetrichter Säure und Salzsäure, beide im wasserhaltigen Zustande. In Berührung mit Wasser und einem Metalle wird Stickstoffgas entwickelt und ein salzsaures Metallsalz im Wasser aufgelöst.

Die Versuche zu einer genauen Analyse dieser Dop-

pelsäure haben keine ganz bestimmten Resultate geliefert. Davy fand, daſs sie durch Verpuffung in 4 Volumen Salzsäure-Superoxydul und 1 Volumen Stickstoffgas verwandelt werde; allein seine Versuche sind meistens mit Bruchtheilchen von einem Grane angestellt worden und können daher nicht völlig zuverlässig sein. Gay-Lussac zieht aus anderen Umständen mittelbar die Folgerung, daſs sie durch ihre Zersetzung in 3 Theile Salzsäure-Superoxydul gegen 1 Theil Stickgas verwandelt werde, d. h. daſs sie aus Salzsäure und salpetrichter Säure in solchem Verhältnisse bestehe, daſs die Salzsäure $1\frac{1}{2}$ soviel Sauerstoff als die salpetrichte Säure enthalte, wenn man die letztere als aus Nitricum und Sauerstoff bestehend betrachtet, oder doppelt soviel, wenn der Stickstoff als ihr Radikal angesehen wird. Gay-Lussac's Bestimmung ist am wahrscheinlichsten, wenn auch noch positive Beweise dafür fehlen. Wäre hingegen Davy's Bestimmung die richtigere, so wäre sie aus Salpetersäure, salpetrichter Säure und Salzsäure zusammengesetzt, was aber wohl weniger glaublich scheint.

Nach der neuen Ansicht besteht diese Verbindung aus einem Maaſs Stickstoffgas und 3 Maaſs Chlor, oder, dem Gewichte nach, aus 88,25 Theilen Chlor mit 11,75 Theilen Stickstoff. Die Feuererscheinung bei ihrer Detonation entsteht nur durch Trennung der Elemente, so wie dieses auch bei der Zersetzung des Chloroxydgases der Fall sein muſs. Der Chlorstickstoff bildet sich dadurch, daſs sich jeder Bestandtheil des Ammoniaks für sich mit dem im Ueberschuſs gegenwärtigen Chlor verbindet. Der Chlorwasserstoff löst sich im Wasser auf, während daſs der Chlorstickstoff zu Boden sinkt. Vom Wasser wird der letztere zerlegt, indem sein Chlor sich mit dem Wasserstoffe verbindet, und der Stickstoff mit dem so entbundenen Sauerstoffe salpetrichte Säure darstellt.

Ehe ich die Salzsäure verlasse, muſs ich noch zwei Arten der Anwendung des Superoxyduls derselben im gemeinen Leben erwähnen, nämlich zum Bleichen und zum Räuchern gegen ansteckende Krankheiten.

Das **Bleichen** beruht darauf, daſs, wenn ein vegetabilischer Farbestoff im feuchten Zustande mit dem Salzsäure-Superoxydul in Berührung kommt, die Bestandtheile der Farbe oxydirt und in Wasser, Kohle u. s. w. verwandelt werden, und die Farbe, während der Verbindung der Salzsäure mit dem Wasser, zerstört wird. Dieſs wendet man nun zum Bleichen von Zeuchen, vegetabilischen Ursprungs, im Groſsen an, und man erhält dieselbe auf keine andere Weise schneller und vollkommener weiſs, als auf diese. Zu diesem Behuf wird das Gas des Superoxyduls in groſsen, mit kaltem Wasser gefüllten, hölzernen Gefäſsen aufgefangen und das bleichende Zeuch in die dadurch erhaltene Flüssigkeit eingeweicht. Um aber sparsam damit zu Werke zu gehen, sucht man zuvor den Stoff, welcher dem Zeuche die Farbe oder Schattirung giebt, auf eine weniger kostbare Weise, z. B. durch wiederholtes Beuchen mit Aetzlauge oder mit einer Auflösung von Kalkhepar auszuziehen, worauf der zuletzt in den Fasern noch zurückbleibende Farbestoff vom Salzsäure-Superoxydul zerstört wird. Selten erhält man diese Flüssigkeit so stark, daſs das Bleichen auf einmal abgethan ist; sondern oft wird es nothwendig, das Zeuch in neue Portionen davon einzuweichen, und bisweilen muſs man sogar mit dem Einweichen in Bleichwasser und dem Beuchen in Lauge abwechseln. Das Superoxydul wird dabei in gemeine Salzsäure verwandelt, welche auf die Festigkeit der Fäden nachtheilig wirken könnte, wenn nicht das Zeuch in einem, mit etwas Potasche gemengten Wasser abgespült würde. Läſst man sie hingegen auf dem Zeuche eintrocknen, so wird dieses brüchig, was auſserdem nicht geschieht. Die Nachlässigkeit der Arbeiter hierbei hat diese sonst vortheilhafte Art zu Bleichen ziemlich in üblen Ruf gebracht.

Auf den Leinwandbleichen in Schottland und Irland läſst man das Salzsäure-Superoxydul von Kalkhydrat verschlucken und erhält dadurch eine Salzmasse, welche gröſstentheils oxydirt salzichtsaure Kalkerde enthält, deren Auflösung die Eigenschaft zu bleichen besitzt. **Davy**

glaubte gefunden zu haben, daſs der salzsaure Kalk, welcher dabei zugleich gebildet wird, der Festigkeit des Zeuches schade, und hat daher vorgeschlagen, das Superoxydul in Talkerde einsaugen zu lassen. Indessen hat die Erfahrung gelehrt, daſs der salzsaure Kalk keinen schädlichen Einfluſs hat, und überdieſs verbietet die Theurung der Talkerde ihre Anwendung. Auf einigen Bleichereien hat man gefunden, daſs auf Zeuchen, besonders baumwollenen, die mit Talkerdesalz gebleicht sind, in den Kattundruckereien die Farben reiner und höher ausfallen.

Die Räucherungen gegen ansteckende Krankheiten gehören zu den schönsten Entdeckungen unsers Zeitalters. Es sind dazu alle Säuren tauglich, vorzüglich aber das Salzsäure-Superoxydul, weil es sowohl am wirksamsten als auch am wohlfeilsten ist.

Die mehr oder minder stinkenden Stoffe, welche von Kranken ausdünsten, sind theils solche, die ähnliche Krankheiten bei Anderen hervorbringen, und heiſsen dann ansteckend, oder sie haben im Allgemeinen schädliche Einflüsse auf die Gesundheit. Sie bestehen aus Kohlenstoff, Wasserstoff, Sauerstoff, zuweilen auch aus Stickstoff, in verschiedentlichen Verhältnissen, und werden ihrer Zusammensetzung nach in soweit zerstört, daſs diese Grundstoffe sich in anderen, für die Gesundheit unschädlichen Verhältnissen, mit einander verbinden. Vorzüglich wirkt das Salzsäure-Superoxydul durch seinen Ueberschuſs an Sauerstoff auf sie. Alle andere Räucherungen, selbst wenn sie den Sauerstoffgehalt der atmosphärischen Luft vermehren sollten, richten gegen jene schädlichen Ausdünstungen nichts aus, die meisten wickeln sie bloſs ein, geben der Luft einen stärkeren Geruch und verhindern dadurch, daſs ihre Anwesenheit den Sinnen nicht mehr auffällt.

Es ist in solchen Fällen nicht, wie man sonst glaubte, ein verminderter Gehalt der Luft an Sauerstoff, welcher schädlich ist und ersetzt werden müſste, sondern die Luft behält ihre Bestandtheile in den gewöhnlichen Verhält-

nissen, führt aber die Stoffe, welche schaden und deren Zusammensetzung zerstört werden mufs, mit sich.

Die Räucherung mit Salzsäure-Superoxydul ist so einfach und so leicht, dafs sie auch der Unerfahrenste verrichten kann. Man mengt z. B. 1 Loth fein geriebenen Braunstein mit 4 Loth zerstofsenem Kochsalze; giefst dann ein Gemisch von 3 Loth concentrirter Schwefelsäure und 6 Loth Wasser in eine Theetasse, stellt diese auf einen warmen Stubenofen oder im Sommer über eine Lichtflamme, so dafs sie gelinde erwärmt wird, und setzt dann das Salzgemenge nach und nach in kleinen Portionen zu, so dafs die Zimmerluft immer soviel gasförmiges Superoxydul enthält, als man ohne Beschwerde vertragen kann. Diese schöne Entdeckung, die schädlichen Stoffe in der Luft durch Räuchern mit Säuren zu zerstören, gehört Guyton de Morveau an, welcher durch den Versuch, den Leichengeruch in einer Kirche in Dijon durch Räuchern mit gemeiner Salzsäure zu zerstören, darauf geleitet wurde.

Für diejenigen, welche an Brustkrankheiten leiden, braucht man lieber Salpetersäure, und entwickelt sie auf die Weise, dafs man concentrirte Schwefelsäure in eine Theetasse giefst, und Salpeter in kleinen Parthien zusetzt; das Gemenge mufs lauwarm erhalten werden, damit die Säure Gasgestalt annimmt. Die Kranken befinden sich gewöhnlich schon den zweiten Tag nach dem Anfange des Räucherns weit besser, und man hat auf diese Weise in neuerer Zeit den zerstörendsten Epidemien Einhalt gethan, die hier und da, besonders im südlichen Europa, entstanden sind.

7. Jodsäure.

Während der Zeit, wo Davy's oben angeführte neue Theorie über die Natur der Salzsäure, durch das Vertrauen auf ihren verdienstvollen Erfinder, unter den Chemikern Europens sich weiter ausbreitete, entdeckte im J. 1813 ein Soda-Fabrikant in Paris, Namens Courtois,

einen neuen Körper, welcher dem Superoxydul der Salzsäure völlig analog ist. Dieser Körper wurde, durch das Interesse, welches die Streitfrage über die Natur der Salzsäure erregte, in doppelter Hinsicht merkwürdig, und die gröſsten europäischen Chemiker bemühten sich, die Eigenschaften desselben zu entwickeln. Davy, einer der Ersten, welche ihn untersuchten, sah in dessen Eigenschaften eine Bekräftigung seiner Lehre, und da der neue Körper noch keinen Namen erhalten hatte, schlug er vor, ihn, wie das Salzsäure-Superoxydul, nach der Farbe seines Gases zu benennen, und gab ihm daher den Namen Jodine (von dem griechischen Worte ιωδης, veilchenblau), weil derselbe bei einer gewissen Temperatur sich in ein Gas verwandelt, welches eine sehr schöne veilchenblaue Farbe hat. Man hat diesen Namen nachher in Jod, der Kürze wegen, verändert.

Die Eigenschaften dieses neuen Stoffes wurden auch von Vauquelin und Gay-Lussac untersucht und beschrieben, und vorzüglich dem letztern verdanken wir die vollständigere Kenntniſs seiner Natur. Die Ansichten, welche Davy gleich anfangs bei Untersuchung des für einen einfachen Körper gehaltenen Jods aufstellte, sind Ursache, daſs alle bisher darüber erschienenen Abhandlungen aus dem Gesichtspunkte und nach der Nomenclatur der neuen Lehre abgefaſst sind. Wenn man indessen beide kennt, ist es nicht schwierig, die Benennung der einen Theorie in die der andern zu übersetzen. Wir werden in der Folge sehen, daſs der Jod dem Superoxydul der Salzsäure analog ist, und unter gleichen Umständen sich zu einer sehr starken Säure reduciren läſst, die wir Jodsäure nennen wollen, und die, sowie die Salzsäure, in mehreren Stufen einer höheren Oxydation fähig ist.

Jodsäure. In verschiedenen Sodaarten, vorzüglich in denjenigen, welche durch das Verbrennen von Algen erhalten werden, und die im Handel unter dem Namen Kelp oder Varec vorkommen, ist neben dem kohlensauren Natron und einigen anderen schon bekannten Salzen, eine Verbindung von Natron mit Jod-

säure enthalten. Dieses Salz bleibt in der Mutterlauge zurück, wenn alles krystallisirbare daraus angeschossen ist. Die Jodsäure kann alsdann durch andere starke Säuren daraus geschieden werden; weil sie sich aber bei dieser Gelegenheit leicht überoxydirt, so zerlegt sie oft die austreibende Säure und man erhält dann statt der Jodsäure das Jodsuperoxyd. Versucht man sie z. B. durch Schwefelsäure auszutreiben, so erhält man stets Jodsuperoxyd und schweflichtsaures Gas. Da diese Superoxydation eine sehr leichte Art ist, die Jodsäure aus allen fremden Körpern auszuscheiden; so pflegt man dieselbe gewöhnlich in Gestalt des Superoxyds auszutreiben, und aus diesem nachher die Säure zu bereiten.

Sobald aus der Kelplauge nichts mehr krystallisiren will, wird die Flüssigkeit eingetrocknet, und die Salzmasse in einer langhalsigen Glasretorte mit concentrirter Schwefelsäure vermischt und gelind erhitzt, um das salzsaure Gas des Kochsalzes zu verjagen, das etwa noch in dem Salze zurückgeblieben sein könnte. Hierauf wird Mangan-Superoxyd (Braunstein) zugesetzt und die Masse von neuem erwärmt. Bei einer nicht sonderlich starken Hitze fängt nun die Retorte an sich mit einem schön violetten Gase anzufüllen, welches sich im Halse derselben in Gestalt dunkelgrauer metallisch glänzender Krystallgruppen wieder condensirt. Die Jodsäure wird dabei auf dieselbe Weise, wie die Salzsäure, auf Kosten des Sauerstoffs im Mangan-Superoxyd überoxydirt, und in Jodsuperoxyd verwandelt, welches sich im Retortenhalse sublimirt.

Die Jodsäure erhält man aus dem Superoxyd auf mehrerlei Weise. In ihrem reinsten Zustande bildet sie eine beständige Gasart, die ihren äufseren Kennzeichen nach ganz dem salzsauren Gase ähnlich ist. Man bereitet dieses Gas auf die Weise, dafs man 9 Theile des Jodsuperoxyds mit 1 Theile Phosphor mengt, und beide gelind erwärmt, wobei der Phosphor auf Kosten des Jodsuperoxyds zur phosphorichten Säure oxydirt wird, und man eine Verbindung von wasserfreier Jodsäure mit was-

serfreier phosphorichter Säure erhält. Wenn man dieser Verbindung eine geringe Menge Wasser zusetzt, so werden die Säuren getrennt, gehen in den wasserhaltigen Zustand über, und die Jodsäure nimmt dabei Gasgestalt an, wenn man nicht so viel Wasser zumischt, daſs sie sich verdichtet.

Dieses Gas ist farbenlos, hat einen scharfen sauren Geschmack, gleich der Salzsäure, und raucht in der Luft. Sein specifisches Gewicht ist 4,443, und es ist daher das schwerste aller bis jetzt bekannten Gasarten. Es besteht aus der Verbindung der reinen Jodsäure mit Wasser, ganz so, wie es beim salzsauren Gase der Fall ist. Es enthält 92,88 Theile Jodsäure und 7,12 Theile Wasser, oder 100 Theile Jodsäure verbinden sich mit 7,751 Theilen Wasser. Das jodsaure Gas wird mit der gröſsten Begierde vom Wasser eingesogen, und das Wasser bildet, wenn es damit gesättiget ist, eine scharfsaure, rauchende Flüssigkeit, deren specifisches Gewicht 1,7 ist, und die erst bei $+$ 125° bis $+$ 128° kocht. Beim Zutritt der Luft wird sie leicht gebräunt, und zwar dadurch, daſs sich die Säure auf Kosten der Luft superoxydirt und das gebildete Superoxyd in der Auflösung zurückhält. Gewöhnlich ist dieſs auch der Fall, wenn man die Säure einige Zeit aufbewahrt, weil die Pfröpfe die Luft niemals absolut ausschlieſsen. Man kann das Superoxyd durch Verdunstung nicht absondern, weil es weniger flüchtig als die Säure ist.

Zu Bereitung der Jodsäure in flüssiger Gestalt kann man sich auch noch einer leichteren Methode, als der angeführten, bedienen. Man bringt das Superoxyd in eine Flasche mit Wasser, und leitet, unter fortgesetztem Umschütteln, einen Strom von Schwefel-Wasserstoffgas hindurch, wobei das Superoxyd vom Wasserstoffe zur Säure reducirt, der Schwefel aber niedergeschlagen wird. Wenn das Gemenge alle Farbe verloren hat, ist das Superoxyd reducirt; man läſst hierauf die Flüssigkeit abklären und concentrirt dieselbe in einem Destillationsgefäſse, durch welches man Wasserstoffgas streichen läſst, weil

die Säure sonst auf Kosten der darin enthaltenen atmosphärischen Luft wieder superoxydirt und gefärbt werden würde.

Die Jodsäure verbindet sich mit dem Phosphor-Wasserstoffgas zu einem festen, krystallisirenden Körper, welcher von Dulong entdeckt, und von Houtou-Labillardiere näher untersucht worden ist. Die Verbindung bildet sich, wenn man Phosphor-Wasserstoffgas über Quecksilber auffängt und dann Jodsäure hineinleitet. Diefs geschieht am besten, wenn man die Verbindung von Jodsäure und Phosphorsäure in eine Glasretorte bringt und mit schwach angefeuchtetem Glaspulver bedeckt. Wird das Gemenge dann erwärmt, so wird es vom Wasser zerlegt, und die Jodsäure, welche in Gasgestalt entweicht, wird dann durch ein mit salzsaurem Kalke angefülltes Rohr in das Gefäfs geleitet, worin sich das Phosphor-Wasserstoffgas befindet. Die Gase vereinigen sich nun und verdichten sich zu weifsen würflichten Krystallen, welche in gelinder Wärme, ohne vorher zu schmelzen, sich sublimiren.

Wasser, Alkohol, die Säuren (durch ihren Wassergehalt) und Alkalien (vermöge ihrer Verwandtschaft zur Jodsäure) zerlegen diese Verbindung und scheiden das Phosphor-Wasserstoffgas aus. Ist sie völlig trocken, so erleidet sie weder vom Sauerstoffgas, noch vom salzsauren Gase, Schwefel-Wasserstoffgas und Quecksilber eine Veränderung. Dagegen wird sie vom Ammoniakgas zerlegt, indem dieses ein gleich grofses Volumen Phosphor-Wasserstoffgas austreibt.

Das Phosphor-Wasserstoffgas im Maximum verbindet sich ebenfalls mit der Jodsäure, und diese Verbindung gleicht der vorhergehenden, nur dafs bei deren Zerlegung durch Wasser Phosphor und Phosphor-Wasserstoffgas im Minimum ausgeschieden wird. Das Phosphor-Wasserstoffgas im Minimum nimmt ein gleiches Volumen Jodsäure, das im Maximum nur $\frac{1}{2}$ Volumen davon auf.

Die Jodsäure verbindet sich mit den meisten oxydir-

ten Körpern zu eigenen Salzen, aus welchen man die Säure noch nicht wieder hat im reinen isolirten Zustande herstellen können, und aus welchen selbst die mit Wasser verbundene Säure sich nur mit Schwierigkeit austreiben läſst. Ihre Zusammensetzung ist noch unbekannt. Da man sie noch nicht in isolirter Form darzustellen vermocht, so hat man auch nur die wasserhaltige Säure oder ihr Superoxyd zu reduciren versuchen können, welche aber, im Fall die Jodsäure Sauerstoff enthält, eben den Sauerstoff enthalten, der dazu erfordert wird, um mit brennbaren Körpern diejenige Quantität Oxyd zu bilden, durch welches die Säure gerade neutralisirt wird, wo sie nachher sich noch weniger zerlegen läſst.

Die Jodsäure hat eine sehr geringe Sättigungs-Capacität; sie beträgt nur 6,818. Wenn diese Säure, so wie man es bei der Salzsäure vermuthen kann, zweimal soviel Sauerstoff enthält, als das Oxyd, wodurch sie neutralisirt wird; so muſs sie aus 86,378 Theilen Radikal und 13,622 Theilen Sauerstoff zusammengesetzt sein.

Jodsuperoxyd *). Auſser der schon angeführten Art, kann man das Superoxyd noch erhalten, wenn man jodsaure Salze in Wasser auflöst, und mit Salpetersäure, Salzsäure - Superoxydul und ähnlichen Körpern mengt, welche ihren Sauerstoff leicht fahren lassen. Es wird dadurch in Gestalt eines braunen Pulvers aus der Flüssigkeit gefällt, das auf das Filtrum gebracht und getrocknet werden kann; das letztere muſs indessen mit Vorsicht geschehen, weil es in der Luft stark verdunstet. Trockenes Jodsuperoxyd schmilzt bei + 107° und erstarrt beim Abkühlen zu einer dunkelgrauen, im Bruche blättrigen, fet-

*) Ungeachtet dieser Körper, sowohl seinen chemischen Eigenschaften, als seiner Zusammensetzung nach, mit dem Salzsäure-Superoxydul analog ist, so habe ich doch vorgezogen, ihn Superoxyd zu nennen, aus dem Grunde, weil wir die Wörter Oxyd und Superoxyd immer da brauchen, wo sich nur ein zu dieser Klasse gehöriger Oxydationsgrad vorfindet. Indessen ist es nicht unmöglich, daſs diese Benennung künftig einmal in Superoxydul kann umgeändert werden müssen.

tig glänzenden Masse, die sich leicht zu Pulver reiben läſst und die Elektricität nicht leitet. Bei einer Temperatur von + 175° bis + 180° wird es in ein ausgezeichnet schön violettes Gas verwandelt, welches dem Salzsäure-Superoxydul so ähnlich riecht, daſs ein Ungeübter beide Gerüche mit einander leicht verwechseln kann; beim Abkühlen condensirt sich das Gas zu ganz kleinen dunkelgrauen metallisch glänzenden Krystallchen.

Mit Wasser gemengt, läſst es sich mit den Wasserdämpfen leicht verdunsten, und wenn man es trocken der Luft aussetzt, so verdunstet es auch allmählig, jedoch ziemlich langsam. In kaltem Wasser wird das Superoxyd in ganz geringem Grade aufgelöst und das Wasser nimmt davon eine schwache röthliche Farbe an. Enthält das Wasser entweder jodsaure Salze, oder salpetersaures, oder salzsaures Ammoniak, so löst es eine groſse Menge Jodsuperoxyd auf; dieſs ist jedoch eine ganz einfache Auflösung, und nicht als Folge einer, zwischen diesen Salzen und dem Jodsuperoxyd eingegangenen Verbindung zu betrachten. Wenn man eine Lösung von Jodsuperoxyd im Wasser einige Zeit dem Sonnenscheine aussetzt, so verliert sie nach und nach ihre Farbe und das Superoxyd wird in gemeine Jodsäure und in oxydirte Jodsäure zerlegt. Uebrigens zeichnet sich dieses Superoxyd dadurch aus, daſs die darin enthaltene Säure eine weit gröſsere Verwandtschaft zum Sauerstoff, als die Salzsäure, dagegen aber auch eine schwächere Verwandtschaft zu den Oxyden hat, mit welchen sie Salze hervorbringen kann.

Das Jodsuperoxyd wird bei einer wenig erhöhten Temperatur vom Schwefel reducirt und es wird dabei jodsaure unterschweflichte Säure gebildet; versucht man diese Verbindung bei noch höherer Temperatur zu destilliren, so oxydirt sich die Jodsäure auf Kosten der unterschweflichten Säure wieder zum Superoxyd.

Der Phosphor zerlegt das Jodsuperoxyd unter Wärmeentwickelung, die aber nicht bis zum Feuer sich erhöht, und bringt mit verschiedenen Mengen des Superoxyds auch verschiedenartige Verbindungen hervor. Ein

Theil

Theil des erstern giebt mit 6 bis 8 Theilen des letztern eine pomeranzenfarbige Verbindung, welche jodsaures Phosphoroxyd zu sein scheint. Sie schmilzt bei 100°, ohne zerlegt zu werden und sublimirt bei noch höherer Temperatur. Vom Wasser wird sie zersetzt, Phosphor niedergeschlagen, Phosphor-Wasserstoffgas entwickelt und das Liquidum enthält dann noch Jodsäure und phosphorichte Säure, beide in wasserhaltigem Zustande. Hat man dem Jodsuperoxyd noch mehr Phosphor zugesetzt, so scheidet sich der überschüssige im Augenblicke der Vereinigung aus, er leidet aber dabei einige Veränderung, und scheint nun in dem Zustande des rothen Phosphors zu sein, welcher durch die unmittelbare Einwirkung des Sonnenlichts erzeugt wird. Nimmt man 1 Theil auf 12 Theile Jodsuperoxyd, so entsteht eine dunkelgraue, krystallisirte Masse, die bei + 29° schmilzt. Durch Zusatz von Wasser erhält man dieselben wasserhaltigen Säuren, wie vorher, jedoch ohne Entwickelung von Phosphor-Wasserstoffgas und ohne Färbung der Flüssigkeit. Ein Theil Phosphor mit 20 Theilen Jodsuperoxyd giebt eine schwarze Masse, die bei + 46° schmilzt. Mit Wasser übergossen giebt sie wasserhaltige Phosphorsäure und eben solche Jodsäure. Geht die Menge des Jodsuperoxyds über 20 Theile, so ist das durch Auflösung der schwarzen Masse im Wasser erhaltene Liquidum nicht mehr farbenlos, sondern braun, vom aufgelösten Jodsuperoxyd. Diese Verbindungen sind wasserfreie Doppelsäuren von Jodsäure mit den Phosphorsäuren, denjenigen analog, welche die Salzsäure unter gleichen Umständen hervorbringt.

Weil die Jodsäure zum Sauerstoffe eine stärkere, zu oxydirten Körpern aber eine geringere Verwandtschaft hat, als die Salzsäure, so kann sich das Jodsuperoxyd mit verschiedenen Basen unzerlegt verbinden, von welchen das Salzsäure-Superoxyd augenblicklich zersetzt wird. Deſshalb vereiniget sie sich mit Ammoniak und mit den Erden und ist in diesen Verbindungen in der Gestalt des Superoxyds enthalten, z. B. mit Kalkerde, Baryterde, Talkerde u. m. a. Wenn man Jodsuperoxyd in Ammo-

niakgas bringt, so verbindet es sich mit dem Ammoniak; dieses verliert dabei seine Gasgestalt; die Verbindung ist schwarz und besitzt die Eigenschaft zu detoniren nicht; auch wird dabei kein gasförmiger Stoff entwickelt. Uebergieſst man sie mit Wasser, so verbindet sich das Ammoniak mit dem Wasser, und läſst das Superoxyd fahren, welches dann auf das flüssige Ammoniak dieselbe zersetzende Wirkung ausübt, wie das Salzsäure-Superoxydul auf die Ammoniaksalze. Der Wasserstoff des Ammoniaks reducirt einen Theil des Superoxyds zur Säure, wodurch jodsaures Ammoniak in der Flüssigkeit gebildet wird. Der Stickstoff des Ammoniaks, der im Augenblicke der Bildung ebenfalls mit dem Superoxyde in Berührung kommt, oxydirt sich auf Kosten des letztern zur salpetrichten Säure, welche in Verbindung mit der Jodsäure eine im Wasser unlösliche Doppelsäure bildet, die sich auf den Boden des Gefäſses in Gestalt eines schwarzen Pulvers anlegt. Nimmt man dieses Pulver heraus, wäscht es einigemale und trocknet es dann, so hat es dieselbe detonirende Eigenschaft, wie die salzsaure salpetrichte Säure, aber noch in weit höherem Grade, und explodirt bei noch geringerer Veranlassung, als diese. Läſst man es mit reinem Wasser angefeuchtet eine Weile stehen, so zerlegt es sich von selbst; das Stickgas entweicht nach und nach, und die Flüssigkeit enthält ein Gemenge von Jodsäure und oxydirter Jodsäure. — Das Jodsuperoxyd verbindet sich, nach Faradays Versuchen, mit dem ölbildenden Gas, zu einem festen, weiſsen, krystallinischen Körper, der einen süſslichen Geschmack und aromatischen Geruch besitzt. Er sinkt in Schwefelsäure zu Boden, ist Nichtleiter der Elektricität, läſst sich schmelzen und in Krystallform sublimiren. Er wird weder vom Wasser noch von Säuren oder Alkalien aufgelöst, wohl aber von Alkohol und Aether; mit einer Auflösung von caustischem Kali übergossen, wird er nach und nach zerlegt. Das nämliche findet auch bei einer sehr hohen Temperatur statt. Die Verhältnisse seiner Bestandtheile sind noch nicht ausgemittelt.

Das Jodsuperoxyd verbindet sich mit mehreren Pflanzenstoffen, ohne zerlegt zu werden, z. B. mit Zucker, Stärke, Gummi u. m. a. Setzt man diese Verbindungen einer höheren Temperatur, im Destillirgefäſse aus, so wird das Superoxyd vom Wasserstoffe derselben reducirt und die Produkte der Destillation enthalten Jodsäure. Unter diesen Verbindungen des Jodsuperoxyds ist besonders die mit der Stärke merkwürdig. Sättiget man nämlich die Stärke damit, so erhält man eine schwarze, ins braune fallende Verbindung; ist hingegen die Stärke vorherrschend, so bleibt die Farbe heller, nämlich dunkelblau bis zum schönsten lichtblau. Nimmt man die Verbindung auf, trocknet sie, und läſst sie dann in der Luft stehen, so verschwindet die Farbe allmählig, das Superoxyd verdunstet und die Stärke bleibt farbenlos zurück. Stromeyer hat endlich entdeckt, daſs die Stärke das empfindlichste Reagens für Jodsäure und ihr Superoxyd ist; man bedient sich derselben zu diesem Behufe auf die Weise, daſs man in die zu untersuchende Flüssigkeit ein wenig Stärke mengt, und dann soviel Salpetersäure zusetzt, daſs die Flüssigkeit sauer wird. Die Jodsäure wird dann durch die Salpetersäure ausgetrieben und auf deren Kosten superoxydirt, das Superoxyd aber scheidet sich aus, und wird, wenn die Menge desselben zu gering ist, um einen deutlichen Niederschlag zu geben, von der Stärke aufgefangen, welche, nach der verschiedenen Menge des Superoxyds, lichter oder dunkler blau, mitunter auch wohl braun oder schwarz wird. Es bedarf nur einer äuſserst geringen Menge des Superoxyds, um der Stärke eine bemerkbare Farbe zu geben. Jedoch ist bei den Prüfungen roher Sodasorten zu erinnern, daſs die Säuren oft eine geringe Menge Berlinerblau daraus abscheiden, und daſs die Stärke davon einen Schein von blaulich grün annehmen kann, ohne daſs dieſs die Anwesenheit von Jodsäure bewiese. Das Jodsuperoxyd verbindet sich leicht mit flüchtigen Oelen, besonders mit dem Terpenthinöl, welches es sogar aus seinen wässrigen Auflö-

sungen aufnimmt. Nur salpetersaures Silberoxyd oder Quecksilberoxyd scheidet es vom Terpenthinöl aus.

Oxydirte Jodsäure. Davy hat die Entdeckung gemacht, dafs wenn man Salzsäure-Superoxyd (Chloroxyd) in Gasgestalt durch salzsaure Kalkerde und dann in ein Glasgefäfs leitet, worin eine Portion Jodsuperoxyd befindlich ist, das Gas verschluckt und eine tropfbar flüssige pomeranzengelbe Verbindung erzeugt wird. Auf 4 Theile Superoxyd geht, nach Davy's Angabe, so viel Salzsäure-Superoxyd auf, als man aus 10 Theilen oxydirt salzsaurem Kali erhält, welche mit 40 Theilen Salzsäure, von 1,005 specifischem Gewicht übergossen werden.

Die erhaltene Flüssigkeit wird gelind erhitzt, wobei Salzsäure-Superoxydul entweicht und eine weifse, halbdurchsichtige Masse zurückbleibt, die ohne Geruch, aber von einem scharfen, zusammenziehenden, sauren Geschmacke ist. Diefs ist die überoxydirte Jodsäure. Sie ist bedeutend schwerer, als das Wasser und sinkt schnell zu Boden. Wird sie ungefähr bis zum Siedepunkte des Baumöls erhitzt, so kommt sie zum Schmelzen, wobei sie verflüchtiget und auf einmal zersetzt wird, indem sich Jodsuperoxydgas und Sauerstoffgas entwickeln. Es entsteht dabei keine Explosion und die Temperatur scheint bei dieser Zersetzung nicht erhöht zu werden, vermuthlich weil die Grade der Innigkeit, womit der Sauerstoff einerseits mit der Jodsäure, andrerseits mit dem Superoxyd verbunden ist, nur ganz unbedeutend verschieden von einander sind.

Die oxydirte Jodsäure ist im Wasser leicht löslich, zerfliefst sogar in feuchter Luft, bleibt dagegen in trockener Witterung unverändert. Ihre Auflösung röthet erst und bleicht dann das Lakmuspapier, und im Allgemeinen verwandelt sie die meisten Pflanzenfarben in ein blasses Gelb. Sie oxydirt alle Metalle, mit welchen sie versucht worden ist, selbst Gold und Platin. Die Lösung kann durch Abdunsten concentrirt werden; sie verdickt sich dabei erst wie ein Syrup, dann wie ein Mus, und end-

lich, wenn die Temperatur nicht zu hoch getrieben wird, kann das Wasser ganz ausgetrieben werden und die trockene Säure bleibt von derselben Beschaffenheit zurück, wie sie vor der Auflösung war.

Wenn man sie in trockener Gestalt mit brennbaren Körpern, z. B. Kohle, Schwefel, Harz, Zucker, u. dergl. mengt und erhitzt, so detonirt sie.

Diese Säure hat eine ganz ausgezeichnete Neigung, sich mit allen anderen Säuren zu verbinden, welche sie nicht reduciren können, so daſs man sie dadurch nicht rein erhalten kann, wenn man ihre Salze mit Säuren, z. B. oxydirt jodsaure Baryterde mit Schwefelsäure, oder oxydirt jodsaure Kalkerde mit Kleesäure, zerlegt.

Diese Doppelsäuren bilden sich der Anwesenheit des Wassers ungeachtet, und werden durch dieses nicht zerlegt.

Tropft man concentrirte Schwefelsäure in eine warme concentrirte Auflösung von oxydirter Jodsäure, so fällt ein weiſser Körper zu Boden, der aus Schwefelsäure und oxydirter Jodsäure besteht. Wird die Flüssigkeit hierauf erhitzt, so schmilzt die Verbindung und krystallisirt nachher beim Erkalten in blaſsgelben Krystallen. Nimmt man diese Krystalle heraus und erhitzt sie für sich allein, so schmelzen sie sehr leicht und sublimiren ohne zerlegt zu werden, ungeachtet dazu eben soviel Hitze erfordert wird, als zur Zersetzung der oxydirten Jodsäure selbst. Wenn man sie indessen einer allzu strengen Hitze aussetzt, so erleiden sie eine theilweise Zersetzung, und entwickeln ein Gemisch von Jodsuperoxyd und Sauerstoffgas; wasserhaltige Schwefelsäure aber bleibt zurück.

Mit Salpetersäure, die in eine warme concentrirte Auflösung von oxydirter Jodsäure gegossen wird, vereiniget sich die letztere, und schieſst beim Erkalten in farbenlosen rhomboëdrischen Tafeln an. Diese Doppelsäure enthält Wasser; wenn daher die Krystalle erhitzt werden, sublimiren sie sich nur zum Theil; der Rückstand wird zerlegt und giebt Jodsuperoxyd, Sauerstoff und wasserhaltige Salpetersäure.

Mit der Phosphorsäure giebt sie eine feste, gelbe, krystallinische, wasserhaltige Verbindung, welche unverändert sublimirt werden kann. Von der flüssigen phosphorichten Säure wird die oxydirte Jodsäure aufgelöst; beim Erwärmen der Auflösung schlägt sich aber Jodsuperoxyd nieder und es wird eine Verbindung von oxydirter Jodsäure und Phosphorsäure gebildet.

Mit Boraxsäure giebt sie eine leichtlösliche Verbindung, die nicht krystallisirbar ist, nach der Abdunstung zur Trockenheit eine weiſse Farbe hat, und zu ihrer Zersetzung eine höhere Temperatur, als die oxydirte Säure allein, erfordert.

Wenn die oxydirte Jodsäure in Pflanzensäuren aufgelöst wird, fangen diese nach einer Weile an durch sie zerlegt zu werden, indem kohlensaures Gas mit Brausen entweicht und Jodsuperoxyd gefällt wird.

Mit Salzsäure giebt die oxydirte Jodsäure eine sehr merkwürdige wasserfreie Verbindung. Leitet man nämlich gasförmiges Salzsäure-Superoxydul über Jodsuperoxyd, so wird das Gas absorbirt, und ein tropfbar flüssiger, gelblicher, sehr saurer Körper gebildet, welcher die Feuchtigkeit aus der Luft an sich zieht. War das Salzsäure-Superoxydul im Ueberschusse, so wird es von der Flüssigkeit verschluckt; war hingegen das Jodsuperoxyd im Ueberschusse vorhanden, so wird dasselbe von der Flüssigkeit aufgelöst, und giebt derselben, nach Verhältniſs der aufgelösten Menge, eine mehr oder minder gelblich braune Farbe. Das erhaltene Liquidum ist aller Wahrscheinlichkeit nach eine wasserfreie Doppelsäure, aus Salzsäure und oxydirter Jodsäure bestehend. Wird diese Doppelsäure erhitzt, so wird sie zum Theil so zerlegt, daſs die Salzsäure in Superoxydul verwandelt wird und als solche entweicht, dabei aber Jodsuperoxyd sich bildet, und den unzerlegten Theil der Doppelsäure gelbbraun färbt. In Wasser löst sie sich in allen Verhältnissen auf, selbst wenn dasselbe Jodsuperoxyd aufgelöst enthält, und diese Lösung hat die Eigenschaft, die Farbe der Indigolösung zu zerstören.

Die oxydirte Jodsäure wird auch auf dieselbe Weise, wie die oxydirte Salzsäure gebildet. Wenn nämlich das Jodsuperoxyd in Aetzkali aufgelöst wird, so desoxydirt sich ein Theil davon zu Jodsäure, während der überschüssige Sauerstoff davon sich mit einem anderen Theile zur oxydirten Jodsäure verbindet. Diese Säure bildet mit den Alkalien, Erden und Metalloxyden eigene, detonirende, den oxydirt salzsauren Salzen analoge, Salze, die sich überdieſs noch durch einen gewissen Grad der Schwerlöslichkeit auszeichnen, so daſs sogar die mit den Alkalien gebildeten Salze schwerlöslich sind. Um zu diesem Behufe aus einer gegebenen Menge Jodsuperoxyd die gröſstmögliche Menge oxydirter Säure zu erhalten, pflegt man erst das Jodsuperoxyd mittelst des Salzsäure-Superoxyduls zu überoxydiren, dann aber die Doppelsäure mit einem Alkali zu sättigen, wobei man ein Gemenge von salzsaurem und oxydirtjodsaurem Alkali erhält.

Die oxydirte Jodsäure besteht aus 72,25 Theilen Jodsäure und 27,75 Theilen Sauerstoff; oder 100 Theile Jodsäure nehmen, um sich in oxydirte Jodsäure zu verwandeln, 41 Theile Sauerstoff; 100 Theile Jodsuperoxyd aber 32 Theile Sauerstoff auf. Ihre Sättigungs-Capacität ist sehr gering, nämlich 4,586, oder $\frac{1}{6}$ des überschüssigen Sauerstoffs, oder $\frac{1}{8}$ des ganzen Sauerstoffgehalts. Zwischen der oxydirten Jodsäure und dem Jodsuperoxyd hat man noch keine Verbindungen des Sauerstoffs mit der Jodsäure weiter hervorbringen können.

Ich werde nun noch die Ansichten über die Natur des Jodsuperoxyds anführen, nach welchen es ein einfacher Körper ist, den man Jod nennt. Was wir im Vorhergehenden Jodsäure genannt haben, ist nach dieser Ansicht, eine Verbindung des Jods mit Wasserstoff, Jodwasserstoffsäure. Wenn sich diese Säure mit Basen verbindet, werden diese vom Wasserstoff reducirt und Jodmetalle gebildet. Was wir daher jodsaures Kali und Natron genannt haben, ist daher nur Jodkalium und Jodnatrium. Wenn das Jod daraus durch eine Säure ausgetrieben werden soll, so muſs das Kalium oder Natrium

sich oxydiren, um sich mit der Säure verbinden zu können, daher setzt man Mangansuperoxyd zu, um diese Oxydation zu begünstigen; widrigenfalls würde die Säure zum Theil reducirt werden. Wenn die Jodwasserstoffsäure in der Luft braun wird und endlich Jod absetzt, so oxydirt sich der Wasserstoff auf Kosten der Luft, und es findet hier das nämliche statt, als wenn der Schwefel aus mit Schwefel-Wasserstoffgas geschwängertem Wasser in offenen Gefäſsen sich ausscheidet.

Der Jod hat nur eine einzige bekannte Oxydationsstufe, die Jodsäure, welche wir im Vorhergehenden oxydirte Jodsäure genannt haben, und die ganz wie die Chlorsäure aus 2 Maaſs Jod und 5 Maaſs Sauerstoff zusammengesetzt ist.

Alle Schriften, welche von Jod handeln, sind nach dieser letzten Ansicht abgefaſst, und man hat die Entdeckung der Eigenschaften des Jods als eine Bestätigung der neuen Lehre von der Natur der Salzsäure angesehen. Sie können aber, wie wir gesehen haben, nach beiden Ansichten erklärt werden.

Das einzige was bei dem Jod, nach der neuen Ansicht, weniger natürlich ausfällt, ist die ausnehmend saure Beschaffenheit der flüssigen Verbindung von Chlor und Jod, welche, mit der Annahme, daſs sie aus zwei sehr starken Sauerstoffsäuren besteht, sehr gut übereinstimmt. Dieses kann aber nicht als ein Beweis gegen die eine oder gegen die andere Ansicht angesehen werden.

8. Fluſsspathsäure, oder Fluſssäure.

Diese Säure wurde im Jahre 1771 von Scheele entdeckt. Sie kommt in der Natur niemals in freiem Zustande vor, und muſs, wie die meisten übrigen Mineralsäuren aus ihren Verbindungen durch stärkere Säuren ausgetrieben werden. Am häufigsten findet sie sich in Verbindung mit Kalkerde in einem Minerale, dem Fluſsspathe vor, welches schon in früherer Zeit zur Beförderung des Schmelzens der Metalle benutzt worden ist und

von welchem die Säure ihren Namen erhalten hat. Der flufssaure Kalk kommt auch, jedoch in sehr geringer Menge, in den Knochen der Thiere und im menschlichen Urine vor.

Man war mit der Flufssäure schon lange bekannt, ohne sie defshalb in einigermafsen reinem Zustande darstellen zu können, welcher erst 1810 von Thenard und Gay-Lussac entdeckt wurde. Man erhält dieselbe nämlich, wenn man einen, von Kieselerde freien, Flufsspath fein reibt und durchsiebt, dann mit seinem doppelten Gewichte concentrirter Schwefelsäure in einer Bleiretorte übergiefst, deren Hals in eine Vorlage von Blei geht, welche eine kleine Oeffnung zum Herauslassen der sich nicht condensirenden Säure hat. Die Vorlage wird mit Schnee oder Eis umgeben, die Retorte aber gelinde erhitzt. Man hört die Masse bald ins Kochen kommen, und dann destillirt die Flufssäure in liquider Gestalt über und wird in dem abgekühlten Recipienten gesammelt. Die erhaltene Säure ist farbenlos und raucht stark, wenn sie an die Luft kommt. Sie behält bei allen Temperaturen unter + 15° ihre flüssige Gestalt; bei höheren Graden aber fängt sie an sich zu verflüchtigen. Sie mufs in Gefäfsen von Metall, am besten von Blei, aufbewahrt werden, welche recht vollgefüllt und gut verschlossen sein müssen.

Die Dämpfe dieser Säure sind schärfer, als die von der Salzsäure, und das Einathmen derselben soll gefährlich sein. Tropft man einige Tropfen Flufssäure in Wasser, so erhitzt sie sich sehr stark und jeder Tropfen erzeugt ein Zischen, als ob rothglühendes Eisen in das Wasser gesteckt würde. In Berührung mit Glas erhitzt sie sich stark, kommt ins Kochen und verfliegt in Gestalt von kieselerdehaltigem flufssauren Gase, wobei das Glas zerfressen und zerlegt wird und die Säure ein saures Doppelsalz von Flufssäure, Kali und Kieselerde zurückläfst.

Die mit Wasser verdünnte Flufssäure wirkt ebenfalls stark auf Glas, aber ohne sich als Gas zu verflüchtigen, und bildet dabei ein saures, im Wasser schwer auflösli-

ches Salz von Flufssäure, Kieselerde und Kali. Bereitet man flüssige Flufssäure in der Absicht, Glas damit zu ätzen und solches matt anlaufen zu lassen; so thut man am besten, Wasser in die Vorlage zu schlagen, wodurch die Säure besser condensirt wird. Am besten bedient man sich hierzu des Taf. III. Fig. 10. und 11. angegebenen Apparats, der ganz aus Blei gemacht sein und dessen bleierner Pfropf am Rohre beim Destilliren in den Hals der Retorte eingekittet werden mufs, und zwar mit einem Kitte aus Bernsteinfirnifs und Thonerde, die aus Alaun niedergeschlagen worden ist. Die Säure wird im Wasser in einer Flasche aufgefangen, worin man das Entwickelungsrohr leitet. Die Bleiflaschen werden zu diesem Behuf am besten so gemacht, dafs man sie in zwei Hälften giefst und diese dann mit geschmolzenem Blei zusammenlöthet.

Gay-Lussac und Thenard warnen vor den Wirkungen der Flufssäure auf die Haut, die selbst in geringen Mengen äufserst heftig und unerträglich schmerzhaft sind, und bösartige Wunden verursachen, welche langsam heilen. Man braucht nur die Haut mit der Spitze einer Nadel zu berühren, die mit flüssiger Flufssäure befeuchtet ist, um sich einer schlaflosen Nacht und zuweilen sogar Fieberanfällen auszusetzen. Einige junge Chemiker, welche bei ihren Versuchen behülflich waren, und unvorsichtigerweise ein Paar Finger einige Sekunden lang den Dämpfen der Säure aussetzten, bekamen davon schwere Schäden, die erst nach mehreren Wochen heilten. Die gewöhnliche Wirkung der Säure ist zuerst ein heftiger Schmerz auf der damit berührten Stelle, dann werden die umliegenden Theile weifs und schmerzhaft, und obenauf bildet sich eine Blase mit einer dicken weifsen Decke, welche Eiter enthält. Die Flufssäure verbindet sich so mit der Haut, dafs sie selbst durch Kali nicht weggewaschen werden kann, wiewohl das Anfeuchten mit diesem den Schaden lindert; auch wird der Schmerz gemildert, wenn man die Blase so schnell wie möglich öffnet. Bei der gewöhnlichen Flufssäure verhindert die An-

wesenheit des Wassers und der Kieselerde diese Wirkungen.

Die liquide Flufssäure enthält einen Antheil Wasser, der zu ihrem Bestehen nothwendig ist und nicht von ihr geschieden werden kann, ohne sie an dessen Stelle mit einer andern Base zu verbinden. In dem Zustande, in welchem man sie auf die beschriebene Weise erhält, führt sie mitunter etwas schweflichte Säure oder Schwefel-Wasserstoffgas bei sich; dagegen kein flufssaures Blei. Der Schwefel setzt sich nach einigen Stunden aus der Säure ab, und sie wird alsdann klar. Diese Beimengungen rühren von der Einwirkung der Bleiretorte auf die Schwefelsäure und das darin enthaltene Wasser her.

Die Zusammensetzung der Flufssäure ist nicht mit Gewifsheit bekannt. Sie scheint jedoch eine der sauerstoffreichsten Säuren zu sein. Ihre Sättigungs-Capacität geht bis zu 72,718, so dafs sie unter den bisher bekannten Körpern die gröfste hat, und es ist wahrscheinlich, dafs sie auch eben soviel, nämlich 72,718 Prozent Sauerstoff enthält.

Bei ihren Versuchen entdeckten Gay-Lussac und Thenard eine interessante Verbindung der Flufssäure mit der Boraxsäure, welche sie *Acide fluoborique* nannten. Wenn man nämlich in einem eisernen Rohre, z. B. in einem, am andern Ende verschlossenen Flintenlaufe, ein Gemenge von 2 Theilen feingeriebenen Flufsspaths mit 1 Theil geschmolzener und dann gepulverter Boraxsäure zusammenschmelzt, so erhält man bei der Weifsglühhitze ein Gas, welches klar und farbenlos ist, in feuchter Luft einen Dampf von sich giebt, der so dicht ist, als ob salzsaures Gas und Ammoniak mit einander gemengt würden, der die Pflanzenfarben stark röthet, animalische und vegetabilische Stoffe verkohlt und zerstört, das Glas aber nicht angreift. Das specifische Gewicht dieses Gases ist nach John Davy 2,27. Es löst sich im Wasser eben so heftig, wie das salzsaure Gas auf, das Wasser erhitzt sich dabei, vermehrt sein Volumen bedeutend, und nimmt dabei das 700fache seines Volumens

von dem sauren Gase auf; das specifische Gewicht der Flüssigkeit beträgt sodann 1,77. Das mit der gasförmigen flufssauren Boraxsäure gesättigte Wasser ist klar, rauchend und im höchsten Grade ätzend. Durch Kochen kann man $\frac{1}{5}$ des darin enthaltenen Gases austreiben; dann aber hält es dasselbe an sich und gleicht in diesem Zustande der concentrirten Schwefelsäure dem Ansehen sowohl, als den fressenden Eigenschaften nach. Bei sehr hoher Temperatur kommt es ins Kochen und destillirt unverändert über. Es verbindet sich mit mehreren Basen zu eigenen Doppelsalzen.

Das saure Gas wird selbst von der concentrirten Schwefelsäure verschluckt, die ihr 50faches Volumen davon aufnimmt und davon schwerflüssig wird. In Wasser gegossen, soll sie einen weifsen Stoff fallen lassen, der noch nicht genauer untersucht ist. Nach J. Davy's Angabe erhält man diese Doppelsäure weit leichter, als auf die oben angegebene Weise, wenn man in einer Glasretorte 1 Theil geschmolzener und darauf feingeriebener Boraxsäure und 2 Theile geschlemmtes Flufsspathpulver mit 12 Theilen concentrirter Schwefelsäure zusammenmischt. Man erhitzt die Masse gelinde und setzt die Arbeit so lange fort, als noch etwas Gas entwickelt wird. Statt der Boraxsäure kann man auch eben soviel gebrannten Borax als Flufsspath anwenden, mufs aber dann $\frac{1}{2}$mal mehr Schwefelsäure dazu nehmen.

Wenn die Entwickelung der Flufssäure in Glasgefäfsen geschieht, so löst das Gas derselben einen guten Theil von der Glasmasse auf, jedoch so, dafs es mehr von dem Kali als von der Kieselerde aufnimmt, daher von dieser an den inneren Wänden des Gefäfses ein Theil als ein mehliger Ueberzug zurückbleibt. Auf dem Boden, wo die Masse liegt und die Einwirkung der Säure durch Wärme unterstützt wird, wird das Gas noch stärker angefressen, so dafs es zuletzt, wenn es dünn war, ganz durchdrungen wird. Das Glas, welches hierbei aus der Retorte übergeht, ist eine Verbindung von Flufssäure und Kieselerde; wenn es mit Wasser zusammentrifft, so

setzt sich die Kieselerde theils ab, theils wird sie, mit der Flufssäure verbunden, im Wasser aufgelöst. Diese Erscheinung hat ihren Grund darin, dafs die Flufssäure starke Verwandtschaft zur Kieselerde hat, und sich mit dieser zu einer eigenen gasförmigen Doppelsäure, der kieselhaltigen Flufssäure, verbindet. Man erhält diese Doppelsäure, wenn man gleiche Theile gröblich gestofsenes Glas und Flufsspath gut vermengt und mit 6 Theilen Schwefelsäure von 1,85 specifischem Gewicht übergiefst. Die Entwickelung des Gases nimmt in wenigen Augenblicken ihren Anfang und geht rasch von statten, mufs aber nach einer Weile durch äufsere Wärme unterstützt werden. Man fängt das Gas über Quecksilber auf. Es greift das Glas nicht im mindesten an, ist farbenlos und klar, hat einen eigenen, stechend sauren, dem der Flufssäure ganz unähnlichen Geruch. Das specifische Gewicht desselben ist, nach J. Davy, 3,53. Wenn dieses Gas auf Feuchtigkeit trifft, so wird ein Theil davon zerlegt, die Kieselerde daraus abgesetzt, und wasserhaltige Flufssäure gebildet. Das Wasser saugt das Gas mit Heftigkeit ein, wird davon erwärmt, und bildet endlich, durch die abgesetzte Kieselerde, eine undurchsichtige Gallerte. Das Wasser kann hierbei, nach J. Davy, das 263fache seines Volumens von dem Gase aufnehmen. Man bereitet die wasserhaltige Säure am besten, wenn man den Boden des Gefäfses mit Quecksilber bedeckt, und die Entbindungsröhre durch das Wasser ins Quecksilber hinunterleitet. Ohne diese Vorsicht würde sich die Röhre bald mit Kieselerde luftdicht verstopfen. Die Kieselerde wird durch das Wasser nicht vollkommen ausgeschieden, sondern es bleibt ein bedeutender Theil davon in der Auflösung zurück, und kann durch Natron oder Ammoniak daraus niedergeschlagen werden; doch gelingt es niemals, die Kieselerde völlig von der Flufssäure zu trennen, weil dieselbe nachher einen gewissen Grad von Löslichkeit in Wasser behält.

Die wasserhaltige krystallisirte, nicht aber die geschmolzene Boraxsäure verschluckt das kieselhaltige flufs-

saure Gas und verwandelt sich damit in eine 3fache wasserhaltige Säure, die sich nur in fester Gestalt darstellen läfst, weil sie durch einen Zusatz von Wasser wieder zerlegt wird. Sie ist kein Gemenge der aus Flufs- und Boraxsäure bestehenden Doppelsäure mit Kieselerde, weil sie in diesem Falle sich mit dem Wasser mit Heftigkeit verbinden und Wärme dabei erregen müfste. Statt dessen aber stöfst sie das Wasser anfangs von sich, als ob sie ölig wäre, und wenn dasselbe dann in sie eindringt, so erwärmt es sich ganz schwach. Sonst wird das kieselhaltige flufssaure Gas so gut wie gar nicht von trocknen Körpern verschluckt, selbst krystallisirtes kohlensaures Kali und Borax nehmen nach mehreren Tagen nur unbedeutende Mengen davon auf.

100 Theile Flufssäure nehmen 140 bis 141 Theile Kieselerde auf, d. h. dieses Gas besteht aus $41\frac{2}{3}$ Theilen Flufssäure und $58\frac{1}{3}$ Theilen Kieselerde, und beide enthalten eine gleiche Menge Sauerstoff. Die Verbindung der Flufssäure mit der Kieselerde giebt eigene Doppelsalze, in welchem jedoch das Verhältnifs zwischen der Kieselerde und Säure veränderlich ist, und gewöhnlich ist die Menge der Flufssäure im Verhältnifs gegen die Kieselerde gröfser, als im Gase. Dagegen in ihrer Verbindung mit der Thonerde (im Topase) ist der Kieselerdegehalt, gegen die Flufssäure, dreimal gröfser, als in dem Gase. Wenn die kieselerdige Flufssäure nach dem Einsaugen im Wasser durch Verdunstung concentrirt wird, so geht erst das Wasser und dann ein Gemenge von wasserhaltiger und kieselerdiger Flufssäure fort.

Die angeführten Eigenschaften der Flufssäure machen sie übrigens zum Glasätzen brauchbar. Man überzieht zu diesem Behufe eine Glastafel mit Aetzwachs, ritzt die Zeichnung etc. mit einem Stahlstifte ein, so dafs das Glas vom Wachse entblöst wird, übergiefst hierauf die Scheibe mit flüssiger Flufssäure (wie man zu ätzendes Kupfer mit Scheidewasser übergiefst) und läfst dieselbe dann in der Sonne eintrocknen. Man macht hierauf die Scheibe lauwarm, damit das Wachs abläuft, und wäscht das übrige

mit einer warmen Auflösung von grüner Seife ab. Noch leichter, aber weniger schön, läfst sich dieses Aetzen machen, wenn man das zu ätzende Glas über ein passendes Gefäfs legt, worin eine Mischung von Schwefelsäure und Flufsspath ist, die man gelinde erwärmt. Das Gas, welches sich dabei entwickelt, ätzt in das Glas und in $\frac{1}{4}$ oder $\frac{1}{2}$ Stunde ist die Gravirung fertig. Das Gravirte ist matt, kann aber polirt werden. Enthielt die Schwefelsäure Wasser, das durch die Hitze zugleich mit dem Gase ausgetrieben wurde, so bildet sich auf dem Glase eine flüssige Säure, durch welche das Gravirte meistens polirt wird.

In Ermangelung destillirter Säure kann man auch recht gut auf Glas ätzen, wenn man die Aetzplatte, wenn sie vorher mit einem gewöhnlichen Wachsrande umgeben worden, mit Schwefelsäure, welche mit doppelt soviel Wasser dem Gewichte nach verdünnt ist, übergiefst und sie dann mit feingeschlemmtem Flufsspath übersiebt. Nach ein Paar Stunden, oder früher, ist die Gravirung gewöhnlich fertig.

Davy, Gay-Lussac und Thenard haben eine grofse Anzahl Versuche über die Zerlegung der Flufssäure angestellt. Das Resultat davon ist gewesen, dafs Kalium, wenn es in kieselerdehaltigem flufssauren Gase erhitzt wird, sich entzündet und mit Lebhaftigkeit brennt. Nach dem Verbrennen bleibt eine chokolatenbraune Masse zurück, welche im Wasser Wasserstoffgas von einem unangenehmen Geruch entwickelt, und eine dunkelbraune unlösliche Masse zurückläfst. Wenn man diese trocknet und erhitzt, so entzündet sie sich in der Luft, stöfst kieselerdehaltiges flufssaures Gas aus, und hinterläfst ein aus Flufssäure, Kali und Kieselerde bestehendes Doppelsalz. In diesem Versuche scheint die Flufssäure reducirt zu werden und ihr brennbares Radikal mit dem Kalium und Silicium zu einer brennbaren Masse sich zu verbinden, aus welcher man jedoch das Radikal der Flufssäure isolirt darzustellen nicht vermocht hat, so dafs man von dessen verschiedenen Eigenschaften etwas hätte in Erfahrung bringen können.

Nach Davy's Angabe soll dasselbe, wiewohl in sehr geringer Menge, erhalten werden können, wenn die flüssige Flufsspathsäure durch die elektrische Säule zerlegt wird. Allein Davy kannte damals die reinere Flufssäure nicht, und es ist also ungewifs, inwiefern die dunklen Flecken, die sich am negativen Leiter ansetzten, dem Radikal der Flufssäure, oder der Kieselerde, oder beiden zugleich angehörten. Dieses problematische Radikal hat den Namen Fluorium erhalten.

Nachdem Davy die neue Theorie von der Salzsäure aufgestellt hatte, wollte er dieselbe auch auf die Flufssäure anwendbar machen; dazu wurde aber die Entdekkung eines dem Superoxyde der Salzsäure und der Jodsäure analogen Körpers erfordert, welchen man jedoch nicht darstellen konnte. Davy hat indessen die Existenz eines solchen Körpers durch folgenden Versuch wahrscheinlich gemacht. Er liefs flufssaures Silberoxyd der Einwirkung von gasförmigem Salzsäure-Superoxydul aussetzen. Beim Erhitzen des Silbersalzes wurde das Salzsäure-Superoxydul eingesogen, salzsaures Silberoxyd gebildet, das Innere des Glasgefäfses von der Flufssäure angefressen und endlich Sauerstoff in Gasgestalt entwickelt. Wenn er den Versuch in Metallgefäfsen machte, überzog sich das Metall innerlich mit einem flufssauren Salze. Bei diesem Versuche mufste also entweder ein gasförmiges Superoxyd der Flufssäure, oder ein Gemenge von wasserfreier, reiner und isolirter Flufssäure in Gasform mit Sauerstoffgas gebildet worden sein. Davy nimmt das Erstere an, und erklärt die Entwickelung von Sauerstoff bei Anwendung gläserner Gefäfse so, dafs derselbe von der Kieselerde und dem Alkali im Glase herrühre, aus welchen der gasförmige Körper, den er für einfach hält, und Fluorine *(Fluor)* nennt, dasselbe vertreibt. Die Anwendung dieser Ansicht auf das vorher Angeführte braucht wohl keine nähere Auseinandersetzung.

II.

II. Säuren mit zusammengesetztem Radikal.

Seitdem wir den Unterschied zwischen den Erzeugnissen der organischen und unorganischen Natur und die verschiedene Weise, wie ihre entfernteren Bestandtheile unter einander vertheilt sind, näher kennen gelernt, haben wir gefunden, daſs dieser Unterschied eigentlich darin bestehe, daſs in der unorganischen Natur alle oxydirte Körper ein einfaches Radikal haben, dagegen organische Substanzen aus Oxyden mit zusammengesetztem Radikal bestehen. Bei den Pflanzenstoffen ist das Radikal im Allgemeinen aus Kohlenstoff und Wasserstoff, bei den thierischen Stoffen aber aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Stickstoff gebildet. Eine Säure mit zusammengesetztem Radikal will daher eben soviel sagen, als eine Säure organischen Ursprungs, sie mag übrigens aus dem Thier- oder Pflanzenreiche abstammen *).

Bei den Säuren organischen Ursprungs ist es, im Allgemeinen betrachtet, nicht der Fall, daſs dasselbe Radikal mehrere Oxydationsstufen hätte, welche den unvollkommenen und überoxydirten Säuren entsprächen; vielmehr finden die Verbindungen nur in Einem Verhältnisse statt, und wenn man demselben Sauerstoff zu entnehmen oder zuzusetzen versucht, so wird zugleich das Verhältniſs zwischen den Bestandtheilen der Radikale selbst verändert und ein ganz neuer Körper hervorgebracht.

Die Anzahl der Säuren, welche aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff bestehen, ist sehr groſs, und da man die Benennung Säure auch auf diejenigen Körper auszudehnen angefangen hat, welche die Eigenschaften einer Säure in schwächerem Grade besitzen, so läſst es sich voraussehen, daſs ihre Anzahl künftig noch weit an-

*) Hiervon macht aber die Kleesäure, wie wir weiter unten sehen werden, eine merkwürdige Ausnahme.

sehnlicher werden wird, wenn man nach näherer Untersuchung der unorganischen Natur die Bemühungen allgemeiner auf die organische richten wird. Da der vorliegende Theil des Lehrbuches sich eigentlich mit der unorganischen Chemie beschäftigen soll, so gehörten die Säuren mit zusammengesetztem Radikal wohl nicht hierher; weil indessen das Studium der unorganischen Chemie die Bekanntschaft mit mehreren derselben nothwendig macht, so werde ich die vorzüglichsten davon anführen.

Die Säuren organischen Ursprungs theilen sich in Ansehung ihrer Eigenschaften in 2 Klassen, nämlich in starke und schwache. Die starken Säuren haben im Allgemeinen eine einfachere Zusammensetzung, eine gröfsere Sättigungs-Capacität, und wo sie auch in der organischen Natur vorkommen, oder aus deren Produkten ausgezogen werden mögen, so machen sie doch immer eine und dieselbe chemische Substanz aus. Manche von ihnen wetteifern in den Verwandtschaftsgraden mit den stärkeren Mineralsäuren; allein es ist unmöglich, den Grund einzusehen, warum die eine stärker, als die andere ist. In der unorganischen Natur beruht die Verwandtschaft einer Säure vornämlich auf ihrem Radikale; hier hingegen sind die Radikale immer dieselben, nur in ihren Verhältnissen abwechselnd, und zwar auf solche Weise, dafs man deutlich sieht, dafs keiner von den Bestandtheilen irgend einen besonderen Antheil an dem Grade der Verwandtschaft hat, sondern dafs dieser auf der eigenthümlichen Modification beruht, welche das Radikal bei der Entstehung des oxydirten Körpers in der organischen Natur erlitt, und welche sich bei Vereinigung seiner Bestandtheile in anderen Verhältnissen verändert.

Die schwachen Säuren haben, ungeachtet die Anzahl ihrer Elemente dieselbe ist, eine verwickeltere Zusammensetzung; ihre Sättigungs-Capacität ist gering und jede unter ihnen wird von verschiedenen organischen Körpern mit kleinen Abweichungen in ihren Eigenschaften

hervorgebracht, so daſs sie, wie die organischen Körper selbst, Verschiedenheiten zeigen, wodurch sie zu Arten Eines Geschlechts werden. So gehört z. B. der sogenannte Gerbestoff zu dieser Klasse, dem zwar der deutlich saure Geschmack mangelt, der aber alle Merkmale der Säure besitzt, indem er das Lakmuspapier röthet, und mit Alkalien, Erden und Metalloxyden eigenthümliche Salze von mehreren Sättigungsgraden hervorbringt. Allein jede gerbestoffhaltige Pflanze erzeugt eine besondere Art des Gerbestoffs, so daſs der Gerbestoff der Eichenrinde, des Tormentills, der Bärentraube u. s. w. eben so viele verschiedene Arten einer gemeinschaftlichen Gattung bilden.

Ueberhaupt wird man, wenn die Bestimmung, ob ein Körper zur Klasse der Säuren gehöre, von dem Verhalten desselben zu den Alkalien, Erden und Metalloxyden abhängig gemacht wird, finden, daſs, mit Ausnahme einiger sogenannter vegetabilischer Salzbasen, es unter den Produkten des Gewächsreichs kaum ein Einziges giebt, welches nicht mit einigem Grunde zu den Säuren gerechnet werden, oder nicht mit den Alkalien, Erden und Metalloxyden sich verbinden und in diesen Verbindungen die Rolle einer Säure spielen könnte.

Ich werde hier die meisten von denjenigen Säuren, welche überall in derselben Modification vorkommen, beschreiben, und ihre Zusammensetzung nach Hunderttheilen angeben, in sofern diese bekannt ist; dagegen werde ich alle theoretischen Untersuchungen über die Fragen: wie dieselben als zusammengesetzt betrachtet werden können, und wie es komme, daſs Körper, die einander ihrer quantitativen Zusammensetzung nach ganz nahe kommen, in allen ihren übrigen Merkmalen so ganz von einander abweichen können, in der organischen Chemie abhandeln.

Die Säuren mit zusammengesetztem Radikal kommen theils fertig gebildet in den organischen Körpern vor,

theils werden sie erst nach deren Absterben, oder aus den Produkten der organischen Körper erzeugt. So wird z. B. die Essigsäure durch Gährung, die Schleim- und Kleesäure durch Behandlung mit Salpetersäure, die Bernsteinsäure durch trockene Destillation u. s. w. hervorgebracht; es ist aber auch oft der Fall, daſs eine solche Säure, die wir gewöhnlich durch Hülfe der Kunst hervorbringen, auch im lebenden organischen Körper sich vorfinden kann.

1. Essigsäure.

Die Essigsäure wird nur von organischen Körpern gebildet, kann aber auf viele verschiedene Arten entstehen. In gröſster Menge erhält man sie durch eine Art der Gährung, welche die saure oder Essig-Gährung genannt wird. Sie bildet sich auſserdem durch trockene Destillation der Pflanzen- und Thierstoffe, oder durch Einwirkung der Mineralsäuren auf dieselben; ferner durch den Vegetationsprozeſs, durch das Verwesen der Dammerde auf sumpfigen Stellen u. s. w. Ich werde auf alle diese Dinge an ihrem Orte wieder zu sprechen kommen und hier bloſs von der Erzeugung der Essigsäure in ihrem vollkommen reinen Zustande sprechen.

Die gewöhnliche, unter dem Namen Essig vorkommende Säure, die durch Gährung gebildet wird, ist mit vielem Wasser verdünnt und von mehreren vegetabilischen Stoffen verunreiniget. Von diesen letztern wird sie durch Destilliren gereiniget; allein der destillirte Essig enthält immer noch sehr viel Wasser, von welchem er ebenfalls befreit werden muſs. Die Säure wird daher mit einem Alkali, einer Erdart oder einem Metalloxyde gesättiget, die Verbindung bis zur Trockenheit abgedampft und die Essigsäure sodann durch Schwefelsäure daraus vertrieben.

Der Gebrauch der Thermolampen, in welchen man anfänglich Brennholz verkohlt, lehrte uns auch den Essig anwenden, welcher durch Destillation der Pflanzenstoffe

gebildet wird. Man gewinnt jetzt, besonders in Frankreich, eine groſse Menge Essig beim Verkohlen des Holzes, welches dort in, in die Erde eingegrabenen, wohl verwahrten Meilern geschieht, aus welchen der Rauch, welcher Essig und brenzliches Oel enthält, in reihenweise aufgestellte Tonnen geleitet wird, worin er sich verdichtet *). Der dabei gewonnene Essig ist braun und brenzlich, und wird gereiniget, wenn man ihn mit basisch kohlensaurem Natron sättiget, zur Trockenheit abdampft, und das Salz, in eisernen Gefäſsen, unter stetem Umrühren bis zur angehenden Verkohlung erhitzt, wobei der brenzliche Stoff zerstört, der Essig aber gröſstentheils erhalten wird. — Die kohlige Masse wird dann mit Wasser ausgelaugt, die bis zu einer gewissen Concentration abgedampfte Lösung mit Schwefelsäure versetzt und in Kupferpfannen mit zinnerner Kühlgeräthschaft destillirt. Dadurch erhält man einen starken und farbenlosen Essig, der sehr wenig von dem brenzlichen Nebengeschmacke behalten hat, und nach der Verdünnung mit Wasser, wie anderer Essig, zum häuslichen Gebrauche benutzt werden kann. Um ihn völlig zu concentriren, muſs er noch mit einer Basis gesättiget, das Salz eingetrocknet und mit concentrirter Schwefelsäure destillirt werden.

Der geringeren Kosten halber wendet man zu Bereitung der Essigsäure am vortheilhaftesten völlig verwittertes essigsaures Bleioxyd (im Handel unter dem Namen des Bleizuckers bekannt) an, legt dasselbe in eine tubulirte Glasretorte, übergieſst es ungefähr mit $\frac{3}{10}$ seines Gewichts, oder noch etwas weniger concentrirter Schwefelsäure von 1,85 spec. Gew., und rührt die Masse sodann mit einer Glasröhre gut um, damit das Bleisalz und die

*) In Sachsen wird, nach früher angestellten gelungenen Versuchen, seit mehreren Jahren der Holzessig aus offenen Meilern, durch eingelegte Röhren, auf allen Hütten-Kohlplätzen gewonnen, und zwar, wie es bis jetzt scheint, ohne allen Nachtheil für die erzeugten Kohlen, sobald nicht die Essiggewinnung durch Einlegung zu vieler Röhren übertrieben wird, wodurch die Kohlen leichter zu werden und weniger Hitze zu geben scheinen.

Säure auf allen Punkten unter einander gemengt werden. Die Retorte muſs vorher an eine trockene Vorlage angepaſst und die Fugen mit nasser Blase verbunden werden; diese auch ziemlich wieder trocken sein, ehe man Salz und Säure hineinbringt. Man stellt hierauf die Retorte in ein Sandbad und hält sie hier in einer so niedrigen Temperatur, daſs zwar die Säure überdestillirt, die Masse am Boden aber nicht brenzlich wird, und um die Destillation zu beschleunigen, thut man wohl, wenn man den aus dem Sandbade hervorstehenden Theil der Retortenkugel mit einem Hute von Pappe, der aber das Glas nicht berühren darf, bedeckt, damit die Retorte von der umgebenden Luft nicht abgekühlt wird. Dieſs führt den Vortheil mit sich, daſs das Gas gleich in den Retortenhals tritt und hier condensirt wird, und wenn die Bedeckung von Pappe gut eingerichtet ist, so geht die Destillation bei niedriger Wärme noch einmal so gut als sonst von statten. Wenn sich die Schwefelsäure mit dem Bleioxyd verbindet, läſst sie ihr gebundenes Wasser fahren, welches von der Essigsäure aufgenommen, und mit welchem sie in Gestalt wasserhaltiger Essigsäure überdestillirt wird. Aller angewandten Vorsicht ungeachtet wird die übergegangene Essigsäure doch immer mit ein wenig schweflichter Säure verbunden, und nimmt davon einen stechenden Geruch an. Man kann sie davon reinigen, wenn man ihr einen ganz geringen Antheil braunes Bleisuperoxyd zusetzt, welches mit seinem überschüssigen Sauerstoffe die schweflichte Säure in wenigen Augenblicken in Schwefelsäure verwandelt, die sich dann mit dem Bleioxyde zu einem in Essigsäure unlöslichen Salze verbindet. Wenn der erste Zusatz, nachdem er aus dem Braunen ins Weiſse übergegangen ist, den Geruch noch nicht weggenommen hat, so setzt man noch einen zweiten Antheil zu, und schüttelt die Säure damit um. Sobald man bemerkt, daſs der Geruch nach schweflichter Säure verschwunden ist und der Geruch der Essigsäure rein und scharf hervortritt, so wird die letztere von dem Bleioxyde abgefüllt, weil bei längerem Zusammenbleiben

der Ueberschufs des Bleisuperoxydes an Sauerstoff durch die Essigsäure ausgeschieden und das Bleioxyd aufgelöst wird. Will man völlig überzeugt sein, dafs die Säure kein Blei mehr enthalte, so mufs man sie noch einmal umdestilliren; wird sie aber blofs als Riechmittel gebraucht, so ist diefs unnöthig.

Soll diese Säure im höchsten Grade concentrirt dargestellt werden, so mufs das dazu anzuwendende Bleisalz gehörig fatiscirt sein. Diefs läfst sich zwar in trockener Luft von + 30° bis 40° Wärme bewirken, erfordert aber eine lange Zeit, und versucht man es durch Wärme zu unterstützen, so schmilzt das Salz in seinem Krystallwasser und fatiscirt alsdann noch schwieriger, abgerechnet, dafs es leicht brenzlich wird. Es ist daher das Beste, wenn man Gebrauch von einer Luftpumpe machen kann, das feingeriebene Bleisalz im luftleeren Raume fatisciren zu lassen, in welchem man zugleich in einem flachen Gefäfse concentrirte Schwefelsäure aufgestellt hat. Das Salz verliert da in 24 bis höchstens 36 Stunden sein Krystallwasser, und zerfällt zu einem feinen Mehle, auf dieselbe Weise, wie ich schon S. 56. angeführt habe. Sollte man glauben, die Fatiscirung sei nicht recht vollkommen von statten gegangen, so kann man sie noch dadurch vollenden, dafs man das herausgenommene Pulver noch eine Stunde lang bei 100° der freien Luft aussetzt, weil es nun nicht mehr schmilzt. Bei der Destillation ist es auch am räthlichsten, keine Schwefelsäure im Ueberschusse zuzusetzen, weil dieselbe gewöhnlich von der Essigsäure grofsentheils zu schweflichter Säure reducirt wird.

Es ist bis jetzt eben so wenig gelungen, die Essigsäure im wasserfreien Zustande darzustellen, wie die Salpetersäure, Salzsäure u. m. a., und der höchste Grad der Concentration, welchen wir dieser Säure geben können, ist der, worin sie nur soviel Wasser enthält, als dasjenige Wasser beträgt, welches (wie bei den vorher beschriebenen Säuren) die Stelle eines andern oxydirten Körpers vertritt, und welches bei der Essigsäure 14,8 Prozent be-

trägt. Die Vorschriften, welche man über die Herstellung der concentrirten Essigsäure im Allgemeinen gegeben hat, gehen oft darauf aus, auch den Zutritt dieses Wassers abzuhalten, ohne welches aber die Säure gar nicht zu erhalten ist; auch wird bei allen diesen Bereitungsarten ein Theil der Säure zerlegt, um das nöthige Wasser für einen anderen Theil derselben zu liefern, und was dabei von den Bestandtheilen der Säure übrig bleibt, bildet eine eigene brennbare, spirituöse Flüssigkeit, die man *Spiritus pyro-aceticus* nennt und wodurch die Essigsäure verdünnt wird.

Die gewöhnlichsten Vorschriften zur Bereitung der Essigsäure, die man in den Lehrbüchern findet, sind folgende:

1) Man bringt krystallisirtes essigsaures Kupferoxyd in eine Glasretorte und treibt daraus durch Destillation die Säure aus. Diese Krystalle enthalten zwar diejenige Menge Wasser, welche die Säure bedarf; allein dieses Wasser geht schon bei einer Temperatur fort, wo die Säure noch nicht abgeschieden wird, und ist daher schon entwichen, wenn die Säure sich erst zu verflüchtigen anfängt, daher hierbei auf Kosten der Säure Wasser und *Spiritus pyro-aceticus* gebildet wird. In der Retorte bleibt ein Gemenge von Kohle, Kupferoxydul und metallischem Kupfer zurück; im Halse derselben sitzt gewöhnlich ein weifses oder grünliches Sublimat von essigsaurem Kupferoxydul, und die Säure ist oft von mit übergegangenem Kupfersalze grünlich.

2) Man mengt wasserfreies schwefelsaures Kupferoxyd mit fatiscirtem essigsauren Bleioxyd und destillirt das Gemenge. Die erhaltene Säure ist gewöhnlich brenzlich und enthält viel schweflichte Säure.

3) Man mengt 3 Theile fatiscirten essigsauren Natrons mit 8 Th. geglühten und dann fein geriebenen sauren schwefelsauren Kali's, worauf man das Gemenge destillirt. Das Destillat ist aber stark von schweflichter Säure verunreiniget.

Die concentrirte wasserhaltige Essigsäure, welche ge-

wöhnlich Westendorfischer Essig oder Radikalessig genannt wird, ist farbenlos und hat einen beifsenden, scharf sauren Geschmack, und einen eigenthümlichen, stechenden, sauren, angenehmen und erquickenden Geruch. Bei + 4° bis 5° erstarrt sie zu einer, aus breiten Blättern bestehenden krystallisirten Masse, und wenn man beim Destilliren derselben, nach der oben gegebenen Vorschrift, die Vorlage durch Einhüllen in Eis abkühlt, so krystallisirt sie gewöhnlich schon in der Vorlage und im Retortenhalse.

Das spec. Gewicht derselben ist = 1,063, wiewohl Richter behauptet, dafs wenn sie mit ihrem doppelten Gewichte concentrirter Schwefelsäure gemengt und destillirt wird, dasselbe bis 1,07 gehen soll, und wenn man bei der Destillation das zuletzt übergehende besonders auffängt, soll dieses 1,08 wiegen; allein dieses letzte Destillat ist brenzlich und mufs über gut fatiscirtes essigsaures Natron umdestillirt werden.

Während der literarischen Streitigkeit, welche vor einigen Jahren durch Fourcroy's Behauptung, dafs die Essigsäure und Ameisensäure einerlei Säuren wären, erregt wurde, und wo man das ganz ungleiche specifische Gewicht beider Säuren in concentrirtem Zustande als Gegenbeweis anführte, wurde die Entdeckung gemacht, dafs eine Essigsäure von gröfserem spec. Gewichte nicht selten eine geringere Menge Alkali zur Sättigung erfordere, als eine Säure von minderem Gewichte, und man erklärte dieses aus der verschiedenen Menge *Spiritus pyro-aceticus*, welche bei den verschiedenen Arten der Bereitung in ungleichen Verhältnissen gebildet werden kann. Durch Mollerat's Versuche ist jedoch diese Erscheinung dahin aufgeklärt worden, dafs sie ihren Grund in einem anderen Umstande hat. Die höchst concentrirte Essigsäure wird nämlich durch Zusatz einer gewissen Menge Wassers condensirt und gewinnt dadurch an spec. Gewicht; was aber dann darüber zugesetzt wird, vermindert das spec. Gewicht. Das Resultat von Mollerat's Versuchen ist folgendes: Eine möglichst concentrirte Essigsäure von

1,063 spec. Gewichte wurde fortschreitend mit Wasser gemengt und gewogen. Folgende Tabelle, in welcher 110 Theile Essigsäure auf den angegebenen Wassergehalt gerechnet sind, giebt die hierbei aufgefundenen Verhältnisse an:

Essigsäure.	Wasser.	Spec. Gewicht.
110	0,0	1,0630
—	10,0	1,0742
—	22,5	1,0770
—	32,5	1,0791
—	43,0	1,0763
—	55,0	1,0742
—	66,5	1,0728
—	97,5	1,0658
—	108,5	1,0637
—	118,2	1,0630

Wir ersehen daraus, daſs das Gewicht der Säure sich bis zu 1,0791 erhöht, und daſs bei diesem Gewichte 100 Theile Säure $\left(\frac{100 \cdot 32{,}5}{110} =\right)$ 29,6 Theile Wasser aufnehmen. Ich habe schon oben angeführt, daſs die concentrirte Säure von 1,063 spec. Gewichte 14,8 Prozent Wasser enthält, 29,6 macht aber genau das Doppelte dieser Menge aus, welche hier die Säure unter Wärmeentwickelung als chemisch gebundenes Wasser aufnimmt. Die erste Portion Wasser enthält genau $\frac{1}{3}$ soviel Sauerstoff als die Essigsäure, wie wir in der Folge sehen werden, und wenn dann noch doppelt soviel hinzukommt, so enthalten das Wasser und die Säure gleiche Mengen Sauerstoff. Was noch darüber zugesetzt wird, dient als Lösungsmittel bloſs zur Verdünnung der Säure und vermindert daher das spec. Gewicht derselben.

Die Essigsäure läſst sich leicht entzünden, wenn sie in offenen Gefäſsen bis zum Sieden erhitzt wird und brennt mit blauer Flamme, beinahe wie Alkohol. Sie muſs in gut verschlossenen Gefäſsen aufbewahrt werden, weil sie sonst Feuchtigkeit aus der Luft anzieht und ver-

dünnt wird. Die concentrirte Essigsäure wird blofs als Riechmittel gegen ansteckende Seuchen und zur Wiederbelebung Ohnmächtiger benutzt. Sie kommt im Handel zuweilen unter dem Namen des sauren Riechsalzes (*Sel de vinaigre*) in kleinen Fläschchen vor. Gewöhnlich sind diese mit schwefelsaurem Kali gefüllt, in dessen Zwischenräume die Säure hineingegossen ist, wodurch sie das Ansehen eines Salzes bekommt.

Man glaubte eine Zeit lang, die Säure in dem gewöhnlichen Essig unterscheide sich von der concentrirten, und nannte daher jene: unvollkommene Essigsäure. — Die Essigsäure besteht aus 47,16 Theilen Kohlenstoff, 5,85 Theilen Wasserstoff und 46,99 Theilen Sauerstoff. Man hat geglaubt, dafs sie auch Stickstoff enthalte, weil man bei der trockenen Destillation von essigsauren Salzen bisweilen Ammoniak erhielt; allein man hat nachher gefunden, dafs diefs von unreinen Salzen herrühre. Die Essigsäure wird nur zu einem geringen Theile zerstört, wenn sie destillirt, oder in Gasgestalt durch glühende Glasröhren geleitet wird. Wenn man sie hingegen durch ein glühendes eisernes Rohr leitet oder ein essigsaures Salz destillirt, so wird sie vollkommen zerlegt und in Wasser, Kohlensäure, Kohlen-Wasserstoffgas, und zum gröfsten Theile in eine eigene, brennbare, flüchtige, naphtaähnliche Flüssigkeit verwandelt, welche letztere schwerer als Alkohol, aber leichter als Wasser ist, und einen durchdringenden, nicht unangenehmen Geruch hat.

Die Essigsäure ist ein Lösungsmittel für mehrere organische Stoffe, z. B. Kampher, Pflanzenleim, Gummiharze, Harze, den Faserstoff des Blutes, Eiweifs u. s. w. Die Sättigungs-Capacität derselben beträgt 15,665, und sie enthält 3mal soviel Sauerstoff, als das Oxyd, durch welches sie neutralisirt wird.

2. Kleesäure. Oxalsäure. Zuckersäure.

Diese Säure wurde von Scheele entdeckt. Sie wird theils von der Natur in manchen Pflanzen gebildet, theils

kann sie durch Kunst hervorgebracht werden, wenn man thierische oder vegetabilische Stoffe mit verdünnter Salpetersäure kocht. In der Natur kommt sie theils frei vor, wie in den Haaren der Kichererbse (*Cicer arietinum*), aus welchen sie nach und nach heraus sickert, wenn die Spitzen derselben abgeschnitten worden sind; theils findet sie sich mit Kali zu einem sauren Salze verbunden, wie im Sauerklee (*Oxalis Acetosella*). Dieses Salz schieſst nach und nach aus dem Safte des Sauerklees bei gehöriger Abdunstung an, und wird Sauerkleesalz, *Sal Acetosellae*, genannt. Die Säure wird auf die Weise daraus geschieden, daſs man das Salz in warmes Wasser auflöst und mit einer Lauge von kohlensaurem Kali so lange mischt, als noch ein Aufbrausen entsteht, d. h. bis daſs die freie Säure des Salzes genau gesättiget ist. Man mengt sie dann mit einer Auflösung von Bleizucker (essigsaurem Blei) in Wasser so lange, als noch ein Niederschlag erfolgt. Die Essigsäure verbindet sich dabei mit dem Kali des Kleesalzes, die Kleesäure hingegen bildet mit dem Bleioxyde ein weiſses, im Wasser unlösliches Salz, welches niederfällt. Das Gemenge wird dann filtrirt und das ungelöste Bleisalz auf dem Filtrirpapiere mit warmen Wasser gut abgespült, und darauf auf Löschpapier getrocknet. 100 Theile trockenes kleesaures Blei werden hierauf mit 33 Theilen Schwefelsäure und 1,85 specifischem Gewicht, die vorher mit 10mal soviel Wasser verdünnt worden sind, übergossen, und damit 24 Stunden, unter fleiſsigem Umrühren, digerirt. Die Schwefelsäure verbindet sich mit dem Bleioxyde zu unlöslichem schwefelsauren Bleie, die Kleesäure aber wird im Wasser aufgelöst, aus welchem man sie nachher durch Abdunsten anschieſsen lassen kann. Sobald ein Theil der Säure krystallisirt ist, läſst man die rückständige Lösung zur ferneren Krystallisation abdampfen, und fährt damit fort, so lange noch etwas anschieſsen will. Auf diese Weise erhält man die Säure vollkommen rein. Doch muſs man sie immer auf Schwefelsäure prüfen, wovon sie leicht verunreiniget sein kann, wenn bei Zerlegung des Bleisalzes das Ver-

hältnifs der Schwefelsäure nicht ganz genau beobachtet worden ist. Man tropft in eine kleine Parthie Kleesäure einen Tropfen salzsauren Baryt; macht derselbe gar keinen Niederschlag, oder wird dieser durch Salpetersäure wieder aufgelöst; so war die Säure frei von Schwefelsäure. Im entgegengesetzten Falle mufs sie mit etwas mehr kleesaurem Bleie digerirt werden.

Am gewöhnlichsten bereitet man die Kleesäure aus Zucker, welcher durch Salpetersäure zerlegt wird. Man löst 4 Theile Zucker in 24 Theilen Salpetersäure von 1,120 specifischem Gewicht auf, erhitzt die Lösung in einer Retorte, bis die Salpetersäure sich zu zerlegen anfängt, und erhält sie in dieser Temperatur, so lange noch Gas entwickelt wird. Der Zucker verliert dabei einen Antheil Kohlenstoff, der von der Salpetersäure zu Kohlensäure oxydirt wird, die mit dem, aus der Salpetersäure zugleich entwickelten Stickstoffoxydgas entweicht. Die übrigen Bestandtheile des Zuckers werden auf Kosten der Salpetersäure oxydirt und bilden ein Gemisch von zwei Pflanzensäuren, der Apfelsäure und Kleesäure, das von der Flüssigkeit aufgelöst erhalten wird. Sobald das Gemenge in der Retorte kein Gas mehr entwickelt, nimmt man es vom Feuer und läfst es erkalten, wobei die Kleesäure allmählig krystallisirt, die Apfelsäure aber in der Lösung zurückbleibt. Wenn die Krystalle herausgenommen sind, läfst man die Lösung von neuem zur Krystallisation abdampfen, so lange noch etwas daraus anschiefst. Die dicke Mutterlauge, welche zuletzt zurückbleibt, hält man allgemein für Apfelsäure, die jedoch von vieler Salpetersäure und etwas weniger Kleesäure verunreiniget ist. Setzt man derselben noch 6 Loth Salpetersäure zu, so kann noch ein grofser Theil der Apfelsäure durch nochmalige Digestion in Kleesäure verwandelt werden. Die krystallisirte Säure ist jedoch nicht rein, sondern von der Mutterlauge gelb gefärbt und enthält Salpetersäure; man läfst sie daher auf einer lauwarmen Stelle fatisciren, wobei der gröfste Theil Salpetersäure mit dem Krystallwasser entweicht. Dann löst man sie aufs neue in Wasser

auf und läſst sie krystallisiren. Dieſs muſs noch ein oder ein Paar Male wiederholt werden, wenn man über die Reinheit der Säure völlig sicher sein will. Geschieht dieſs nicht, so wird der Kork des Gefäſses, worin man die Säure aufbewahrt, nach und nach angegriffen und wird gelb, wie von der Salpetersäure. Vier Loth Zucker geben ungefähr $\frac{3}{4}$ Loth Kleesäure. Holz, Leim, Seide, Haare und mehrere andere Pflanzen- und Thierstoffe geben noch mehr, aber unreinere Säure.

Die Krystalle der Kleesäure verlieren in trockener Luft ihr Krystallwasser, zerfallen zu Mehl und wiegen nachher 0,23 weniger als vorher. Die fatiscirte Säure enthält jedoch noch viel Wasser, und wenn sie mit ihrem 5fachen Gewichte fein geriebenen, frisch geglühten Bleioxyd gemengt und mit Wasser angerührt wird, so verbindet sich die Säure mit dem Bleioxyd und läſst ihr Wasser fahren, welches beim Eintrocknen der Masse verfliegt.

Man findet auf diese Weise, daſs von 100 Theilen dazu angewandter Kleesäure nicht ganz 58 Theile mit dem Bleioxyde sich verbinden, so daſs etwas über 42 Theile derselben Wasser gewesen sind. Davon waren $\frac{2}{3}$ oder 28 Theile Krystallwasser und konnten ohne Zutritt eines fremden Oxyds davon entfernt werden; die übrigen 14 Theile hingegen lieſsen sich nicht davon trennen, ohne sie mit einem anderen oxydirten Körper auszuwechseln, zu welchem die Säure eine stärkere Verwandtschaft hatte. Diese 14 Theile Wasser enthalten $\frac{1}{3}$ soviel Sauerstoff, als 58 Theile Kleesäure, und es enthalten demnach 42 Theile Wasser genau soviel Sauerstoff, als die 58 Theile Säure, so daſs wir also hier dasselbe Verhältniſs wiederfinden, welches wir so eben bei den Verbindungen der Essigsäure mit Wasser bemerkt haben.

Wir kennen deshalb eben so wenig eine wasserfreie Kleesäure, wie eine wasserfreie Salzsäure oder Salpetersäure, und die fatiscirte Säure ist eine wasserhaltige Kleesäure, welche 20 Prozent Wasser enthält. Sie hat einen scharf sauren Geschmack und greift die Zähne an; 1 Gran

davon in $\frac{1}{2}$ Quart Wasser aufgelöst, röthet die Lackmustinktur bedeutend. Für sich selbst ist die Kleesäure nicht flüchtig; wenn man sie aber in offenen Gefäſsen stark erhitzt, so bedeckt sich ihre äuſserste Oberfläche mit einer dünnen Lage von feinen Krystallen, die aus sublimirter Kleesäure, wahrscheinlich ohne Krystallwasser, bestehen. Durch Destillation wird sie zerlegt und giebt ein saures Wasser, welches nicht krystallisirt, aber kein Oel, und ein kleiner Theil davon sublimirt unverändert. $11\frac{1}{2}$ Theile Kleesäure erfordern 100 Theile Wasser von $+ 15°$ zu ihrer Lösung, und diese hat ein specifisches Gewicht von 1,045. Während des Auflösens zerspringen die Krystalle mit Knistern. Ist die Kleesäure von Salpetersäure verunreiniget, so löst sie sich in ihrem doppelten Gewichte Wasser. Eine gesättigte Lösung von Kleesäure in Wasser äuſsert giftige Wirkungen, wenn sie innerlich genommen wird. Sie ist auch löslich in Alkohol.

Die Kleesäure hat mit den übrigen vegetabilischen Säuren eine so groſse Uebereinstimmung in allen ihren Eigenschaften, daſs man sie, danach zu urtheilen, wohl für eine Säure mit zusammengesetztem Radikal halten möchte. Dieses ist aber nicht der Fall, sie enthält nur Sauerstoff und Kohlenstoff, wenn man aber zu ihrer Analogie mit den Kohlen-Wasserstoffsäuren auch ihren organischen Ursprung legt, so kann sie nur in einer Klasse mit diesen Säuren beschrieben werden.

Bei einer Analyse der Kleesäure, die ich mit groſser Sorgfalt anstellte, fand ich in ihr 33,222 Theile Kohlenstoff, 66,534 Theile Sauerstoff und nur 0,244 Theile, d. h. $\frac{1}{4}$ Prozent, Wasserstoff. Und da es sich fand, daſs der Kohlenstoff in dieser Säure übrigens mit $\frac{3}{4}$ mal soviel Sauerstoff wie in der Kohlensäure verbunden war, so schien es mir, daſs die Eigenschaften der Kleesäure, als eine die Kohlensäure an Verwandtschaft sehr übertreffende Säure, nur von einem zusammengesetzten Radikal zu erklären sei, wenn auch der Wasserstoffgehalt noch so geringe wäre.

Dulong, der diesen Gegenstand auch untersuchte, hatte davon eine ganz andere Ansicht. Die fatiscirte

Säure, die wir als wasserhaltige Kleesäure betrachtet haben, sieht er als die wahre Kleesäure an, in welcher Wasserstoff und Kohlensäure zu einer Art von Wasserstoffsäure verbunden sind. Die Kohlensäure stellt darin die Stelle des Chlors oder des Schwefels, in der Chlor-Wasserstoffsäure oder in der Hydrothionsäure vor. Diese Wasserstoffsäure wird von einigen Basen unzersetzt, z. B. von der Kalkerde, aufgenommen, und was wir für kleesaure Kalkerde mit Krystallwasser ansehen, wäre nach dieser Ansicht die wasserfreie Verbindung der Kalkerde mit dieser Wasserstoffsäure. Andere Basen (welche kleesaure Salze ohne Krystallwasser bilden) werden von der Säure zerlegt, der Wasserstoff vereinigt sich mit dem Sauerstoffe der Basis zu Wasser und es entsteht eine Verbindung von Kohlensäure mit dem metallischen Radikal, welche gar kein Wasserstoff enthält. Ich werde bei den Salzen mehr von diesen Ansichten Dulong's anführen.

Wenn man nun dieses naeh unserer gewöhnlichen Ansicht erklärt, so geht daraus hervor, daſs was wir als die nicht darstellbare wasserfreie Kleesäure betrachtet haben, eine Verbindung von Kohlenstoff mit $\frac{3}{4}$ soviel Sauerstoff wie in der Kohlensäure, und ohne allen Wasserstoff, sein muſs. Da es selten möglich ist, zu einer Analyse so absolut wasserfreie Materialien anzuwenden, daſs nicht eine dem unbedeutenden Wasserstoffgehalt der Kleesäure entsprechende Menge Wasser zum Vorschein kommen könnte, so suchte ich mich auf eine andere Weise davon zu belehren. Van Mons hat entdeckt, daſs wenn man Kleesäure zu einer Goldauflösung setzt und die Mischung erwärmt, kohlensaures Gas entbunden und Gold niedergeschlagen wird. Wenn ein bestimmtes Gewicht von Kleesäure auf diese Weise von einer Goldauflösung zersetzt wird, so muſs der Wasserstoffgehalt derselben auch eine Portion Gold reduciren, und daraus folgt, durch Rechnung, daſs die Kleesäure, falls sie $\frac{1}{4}$ eines Prozents an Wasserstoff enthalten sollte, $\frac{1}{13}$ mehr Gold reduziren muſs, als wenn sie nur aus Kohlenstoff und Sauerstoff zusammengesetzt ist. Bei diesen Versuchen fand sich nun, daſs die Menge

von

von hergestelltem Gold genau mit dem Verhalten übereinstimmte, daſs die Kleesäure keinen Wasserstoff enthält. Die Kleesäure besteht daher aus 66,57 Theilen Sauerstoff und 33,40 Theilen Kohlenstoff ohne Wasserstoff.

Warum die Kleesäure die sauerstoffreichere Kohlensäure so bedeutend an Verwandtschaft übertrifft, können wir nicht erklären; wir sehen aber, daſs es von den nämlichen Ursachen abhängen muſs, welche unter den Produkten der unorganischen Natur Verbindungen der nämlichen Elemente, oft in unbedeutend abweichenden Verhältnissen, aber mit sehr verschiedenen Verwandtschaften begabt, hervorbringen. Ich werde bei der organischen Chemie ausführlicher davon sprechen.

Döbereiner hat vorgeschlagen, die Benennung Kleesäure mit der von kohlichter Säure zu vertauschen. Es ist aber einleuchtend, daſs die Kohlensäure ihren chemischen Eigenschaften zufolge, in einem ganz anderen Verhältnisse zur Kleesäure steht, als z. B. die Schwefelsäure oder die Phosphorsäure zu der schweflichten oder phosphorichten Säure. Ich kann daher dieser Umwechselung der Benennung nicht beipflichten.

Wenn man Verbindungen der Kleesäure mit solchen Metalloxyden, welche den Sauerstoff nur lose gebunden enthalten, einer höheren Temperatur aussetzt, wird kohlensaures Gas entbunden, und das Metall bleibt reducirt zurück. Andere kleesaure Salze geben ein Gemenge von kohlensaurem Gase und Kohlenoxydgas, und die Basis bleibt entweder völlig oxydirt, im reinen oder kohlensauren Zustande, oder auch auf eine niedrigere Oxydationsstufe reducirt, zurück.

Die Oxalate werden gewöhnlich auf dem Punkte, wo ihre Zerlegung beginnt, für einen Augenblick grau oder braun, und dieſs beweist, daſs es selten möglich ist, Salze von beigemengten organischen Stoffen, ohne Beihülfe des Feuers, zu befreien, und daſs es einer ganz unbedeutenden Spur davon bedarf, um jene Wirkung hervorzubringen.

Uebergieſst man kleesaure Salze mit concentrirter

(am besten mit nordhäuser oder rauchender) Schwefelsäure, so werden sie nach Döbereiner zerlegt, und bei Erwärmung des Gemenges wird kohlensaures Gas und Kohlenoxydgas mit Brausen entwickelt. Digerirt man die Kleesäure mit einem metallischen Superoxyd, so wird kohlensaures Gas entwickelt und ein kleesaures Metallsalz gebildet. Setzt man irgend eine Säure hinzu, so wird alle Kleesäuse zerlegt.

In der Chemie ist die Kleesäure, wegen ihrer starken Verwandtschaft zur Kalkerde merkwürdig, mit welcher sie ein schwerlösliches Salz bildet. Sie wird daher sowohl als Reagens auf Kalkerde, als auch zu deren Ausscheidung bei Analysen gebraucht.

Ihre Sättigungs-Capacität ist 22,19 und sie enthält 3mal soviel Sauerstoff, als das Oxyd, durch welches sie neutralisirt wird; d. h. der Sauerstoff der Basis ist gerade hinreichend, um mit der Kleesäure Kohlensäure hervorzubringen.

3. Weinsteinsäure. Weinsäure.

Die Bereitung dieser Säure wurde zuerst von Scheele angegeben. Man erhält sie aus dem Weinsteine, einem sauren, aus Weinsteinsäure und Kali bestehendem Salze, welches sich vom gährenden Weine absetzt. Man bereitet sie am besten auf folgende Weise:

Gereinigter Weinstein *(Cremor tartari)* wird mit Wasser gemengt und bis zum Kochen erhitzt, dann fein geriebene Kreide zugesetzt, so lange noch ein Aufbrausen statt findet. Die Säure, welche der Weinstein im Ueberschusse enthält, verbindet sich mit der Kalkerde zu weinsteinsaurem Kalke und wird in Gestalt eines weissen Pulvers gefällt. Die rückständige Flüssigkeit enthält nun ein neutrales weinsteinsaures Kali, welche, wenn dieses für die Apotheke bestimmt ist, zur Trockenheit abgedampft und gebraucht werden kann. Um die Säure vom Kalke durch Schwefelsäure zu reinigen, verfährt man auf folgende Weise. Man wiegt, um zuerst die Menge der anzuwen-

denden Schwefelsäure zu bestimmen, eine etwas gröfsere Menge kohlensauren Kalk ab, als zur Sättigung erfordert wird, und setzt davon dem Gemische des sauren weinsteinsauren Kali's mit Wasser bis zur Neutralisirung zu. Das, was davon übrig bleibt, wird gewogen und zeigt an, wieviel davon aufgegangen ist. Auf 100 Theile angewendeten kohlensauren Kalk nimmt man $97\frac{1}{2}$ Theile Schwefelsäure von 1,85 specifischem Gewicht, die mit 10 bis 16 mal soviel Wasser verdünnt wird. Nach 24stündiger Digestion wird das Gemenge durch Papier filtrirt, der abgesetzte schwefelsaure Kalk mit kaltem Wasser ausgewaschen und das Durchfiltrirte auf einem flachen Glas- oder Porzellangefäfse, bei ganz gelinder Wärme, bis zur Syrupsdicke abgedampft. Der Gyps, welcher sich unterdessen allmählig abgesondert, wird abfiltrirt, und die klare Lösung auf einer lauwarmen Stelle der weiteren allmähligen Abdunstung überlassen, wobei die Säure in regelmäfsigen, klaren Krystallen anschiefst. Diese werden herausgenommen, in etwas kaltem Wasser abgespült und auf Löschpapier getrocknet. Die zurückgebliebene Flüssigkeit dunstet man von neuem ab und überläfst sie dem langsamen Krystallisiren, so lange noch etwas krystallisiren will. Die Krystalle, welche gewöhnlich gelb sind, werden von neuem in reinem Wasser aufgelöst und umkrystallisirt.

Bei diesem Verfahren kann die Säure auf zweierlei Weise verunreiniget werden, nämlich entweder durch zu viele Schwefelsäure, oder durch noch unzerlegten weinsteinsauren Kalk. Im erstern Falle wird die Säure beim Abdampfen leicht braun; auch läfst sich die Schwefelsäure durch Barytsalze oder Bleiessig entdecken, wenn der Niederschlag, welchen sie darin bilden, durch einen Zusatz von Salpetersäure nicht wieder aufgelöst wird. Ein Ueberschufs von unzerlegt gebliebenem weinsteinsauren Kalke, benimmt der Säure ihre Krystallisirbarkeit, und man erhält damit einen dicken Syrup, aus welchem nichts anschiefst; durch ein wenig Schwefelsäure läfst sich diesem aber abhelfen.

Es ergiebt sich daraus, daſs immer ein geringer Ueberschuſs von Schwefelsäure erforderlich ist, wenn man durch dieses Verfahren krystallisirte Weinsteinsäure erhalten will. Wenn die Säure während des Abdunstens braun wird, so kann man durch einen Tropfen oxydirtsalzsaures Kali oder durch Kochen mit gut durchgebrannter Holzkohle nachhelfen. Im letztern Falle soll man jedoch, wie behauptet wird, eine reine Säure erhalten, deren Krystalle in der Luft feucht werden; die Richtigkeit dieser Angabe ist indessen noch nicht untersucht.

Man kann den weinsteinsauren Kalk auch durch Zerlegung des *Cremor tartari* mit Aetzkalk bereiten. Man erhält sie dadurch in gröſserer Menge, als durch die Zerlegung mit Kreide; sie enthält aber sehr oft einen Ueberschuſs von Kalkerde und kohlensaurem Kalk, weshalb sich die zur Austreibung der Weinsteinsäure erforderliche Menge Schwefelsäure nicht bestimmen läſst. Das zurückbleibende, durch den Kalk von seiner Weinsteinsäure befreite, Kali enthält einen Antheil von weinsteinsaurem Kalk aufgelöst, durch welchen es die Eigenschaft erhält, daſs es, bis zu einem gewissen Grade, eingekocht, in der Wärme zu einer undurchsichtigen Gallerte gerinnt, welche beim Erkalten wieder klar und flüssig wird.

Man hat auch den Vorschlag gemacht, den rohen Weinstein in kochend heiſsem Wasser zu lösen, durch Zusatz von Bleizucker weinsteinsaures Blei darin niederzuschlagen und dieses dann durch Schwefelsäure zu zerlegen. Dieſs giebt aber eine unreine Säure, die überdieſs leicht bleihaltig werden kann und daher für ärztlichen Gebrauch nicht angewandt werden darf.

Die Krystalle der Weinsteinsäure sind in der Luft unveränderlich und verlieren ihren Wassergehalt nicht, selbst wenn sie bis zum Zersetzen erhitzt werden. Das Wasser kann nur durch Zusatz eines Körpers daraus entfernt werden, zu welchem die Säure eine gröſsere Verwandtschaft hat. Die Weinsteinsäure ist daher im wasserfreien und isolirten Zustande noch unbekannt. Die krystallisirte enthält 11,94 Prozent Wasser, aber kein Krystallwasser.

Die Weinsteinsäure wird durch Destillation leicht zerlegt und giebt dabei Wasser, Essigsäure, brenzliches Oel, kohlensaures Gas, gekohltes Wasserstoffgas, und, nach Rose's Versuchen, eine eigene krystallisirbare Säure, die sich in ihrem Verhalten von der Weinsteinsäure unterscheidet. In der Retorte bleibt Kohle zurück. Der Essig, welchen man dabei erhält, riecht und schmeckt nach dem brenzlichen Oele und wurde früherhin brenzliche Weinsteinsäure genannt.

Die Weinsteinsäure ist im Wasser leichtlöslich; 1 Theil kochendheiſses Wasser löst 2 Theile krystallisirte Weinsteinsäure auf. Eine verdünnte Auflösung davon wird in der Luft nach und nach zerlegt, schimmelt und verwandelt sich zum Theil in Essig. Sie läſst sich auch in Alkohol auflösen. Durch Salpetersäure wird sie in Kleesäure und durch Schwefelsäure in Essig umgewandelt. Sie besteht aus 36,19 Theilen Kohlenstoff, 3,74 Theilen Wasserstoff und 60,07 Theilen Sauerstoff. Sie wird in der Heilkunst und zu Limonadenpulver gebraucht, in der Chemie zur Entdeckung von Kalisalzen, aus welchen sie, nach gehöriger Concentration, saures weinsteinsaures Kali *(Cremor tartari)*, in kleinen, körnigen, schwerlöslichen Krystallen, niederschlägt. Ihre Sättigungs-Capacität ist 12,01 und sie enthält 5mal soviel Sauerstoff, als wie das neutralisirende Oxyd.

Brenzliche Weinsteinsäure. Rose's Versuche über die eigenthümliche Säure, welche beim Destilliren der Weinsteinsäure erzeugt wird, sind von Fourcroy und Vauquelin wiederholt worden. Sie fanden, daſs diese Säure keine Eigenschaften von der Weinsteinsäure besitze. Man reiniget sie auf die Weise, daſs man sie mit Kali sättiget, und das Salz sodann mit Schwefelsäure destillirt, wobei die Säure sublimirt wird und ein brenzliches säuerliches Wasser übergeht. Die sublimirte Säure ist scharf sauer, schmilzt in erhöhter Temperatur, sublimirt sich ohne Rückstand, und fällt weder die Blei- noch die Silbersalze, wohl aber die Quecksilbersalze. Aus einem Gemische derselben mit Bleisolutionen setzen sich

nach einiger Zeit kleine, nadelförmige, übereinander gehäufte Krystalle ab. Die Säure löst sich leicht in heifsem Wasser, und krystallisirt beim Erkalten. Mit Kali giebt sie ein neutrales, aber kein saures Salz. Dieses Salz ist in Wasser und Alkohol löslich und zerfliefst leicht. Es fällt weder Baryt- noch Kalksalze, wohl aber die neutralen Bleisalze.

4. Citronensäure.

Auch diese Säure wurde durch den unvergefslichen Scheele entdeckt. Sie findet sich in verschiedenen Pflanzensäften, z. B. in den Citronen, Tamarinden, unreifen Weinbeeren, Moosbeeren, Preisselbeeren, Hahnbutten u. m. a. In gröfster Menge erhält man sie aus dem Citronensaft, wenn derselbe in zinnernen oder gläsernen Gefäfsen erhitzt und mit fein geriebener Kreide gemengt wird, so lange noch ein Aufschäumen statt findet. Die im Citronensafte enthaltene Citronensäure verbindet sich dabei mit der Kalkerde zu citronensaurem Kalke, welcher sich niederschlägt. Man bringt ihn auf Filtrirpapier, und süfst ihn so lange aus, als das durchgehende Wasser noch eine Farbe besitzt, worauf man ihn trocknet. Die Citronensäure wird daraus durch Schwefelsäure abgeschieden, eben so wie die Weinsteinsäure aus dem weinsteinsauren Kalk. Die erhaltene Säure wird mit derselben Vorsicht zur Krystallisation gebracht, die ich oben angegeben habe. Ein Ueberschufs von citronensaurem Kalke hindert das Krystallisiren der Säure. Die Schwefelsäure läfst sich durch salzsauren Baryt darin entdecken, nicht aber durch Bleiessig, weil das citronensaure Blei in Salpetersäure schwerlöslich ist, und daher vom schwefelsauren nicht unterschieden werden kann. Man nimmt an, dafs 5 Quart guter Citronensaft 8 bis 8½ Unze krystallisirte Citronensäure liefern. — Die gelbe Farbe der Citronensäure kann durch Digeriren mit ein wenig Salpetersäure, ohne Veränderung der Säure, zerstört werden.

In England, wo die Citronensäure für den Bedarf

der Kattundruckereien im Groſsen bereitet wird, nimmt man auf 10 Pfund mit Citronensaft gesättigter Kreide 9 Pfund Schwefelsäure, von 1,845 specifischem Gewichte, welche mit 56 Pfund Wasser verdünnt wird; der citronensaure Kalk wird mit der Säure ohne Beihülfe äuſserer Wärme macerirt. Nach der Zerlegung wird die saure Flüssigkeit abfiltrirt und der Gyps mit kaltem Wasser ausgewaschen. Das durchfiltrirte saure Liquidum wird über freiem Feuer in einem Bleikessel bis zu 1,13 specifischem Gewichte eingekocht, dann in kleine und flache Kessel ausgegossen, und im Wasserbade bis zur Consistenz eines dünnen Syrups abgedampft. Dabei muſs man genau auf den Augenblick Acht haben, wo sich ein Salzhäutchen auf der Oberfläche zu zeigen anfängt, und den Kessel sogleich aus dem Wasser nehmen und zum Abkühlen hinstellen. Nach viermal 24 Stunden ist die Krystallisation vor sich gegangen. Versäumt man, den Kessel beim Entstehen des Salzhäutchens sogleich herauszunehmen, so ist es leicht der Fall, daſs die Säure in weniger als ½ Stunde Zeit zu einer kohlschwarzen Masse zusammenbäckt. Die erhaltenen Krystalle sind gelb und müssen 3 bis 4 mal umkrystallisirt werden, um farbenlos zu werden. Die Mutterlauge, aus welcher sie sich ansetzen, ist schwarz. Um die Citronensäure zu benutzen, die noch in ihr vorhanden ist, wird sie mit Wasser verdünnt und wie der Citronensaft mit Kreide behandelt.

Fourcroy that den Vorschlag, den citronsauren Kalk im Vaterlande der Citronen zu verfertigen und ihn von da in andere Länder zu versenden. Ein Engländer versuchte diesen Vorschlag in Sicilien auszuführen und bereitete im Jahre 1809 und 1810 ungefähr 500,000 Pf. citronensauren Kalk. Indessen machte die Untauglichkeit der Einwohner zur Arbeit den Gewinn davon unbedeutend. Die Jahreszeit erschwerte das Trockenen des citronensauren Kalks, und da er nicht ganz trocken geworden war, erhitzte er sich nach dem Einpacken. Die Fabrikanten muſsten die Kreide und die Fässer, die in Sicilien nicht gemacht werden konnten, von England

kommen lassen, und wahrscheinlich hat die ganze Einrichtung keinen Bestand gehabt.

Man hat vorgeschlagen, den Citronensaft mit einem Alkali zu sättigen und sodann mit Bleiessig zu fällen; allein der Citronensaft enthält, aufser der Citronensäure, auch Apfelsäure, Gummi und Extraktivstoff, welche sämmtlich vom Bleizucker niedergeschlagen werden, so dafs man auf diese Weise keine reine Säure erhalten kann.

Die Krystalle der Citronensäure sind in der Luft unveränderlich und haben einen scharfen, fast beifsend sauren Geschmack. Beim Erhitzen schmelzen sie in ihrem Krystallwasser und fangen bei einer noch höheren Temperatur an zerlegt zu werden, wobei sie gelb oder braun werden, und ein syrupdickes, ganz saures Liquidum bilden, welches nicht mehr zum Krystallisiren gebracht werden kann. Die krystallisirte Citronensäure kann also ihres ganzen Wassergehalts ohne Zersetzung nicht beraubt werden, und ist daher in wasserfreiem Zustande unbekannt. Sie enthält 18 Prozent Wasser, wovon die Hälfte bei niedrigen Hitzgraden, d. h. etwa bei + 28° bis 35°, in trockener Luft ausgetrieben werden kann, wobei die Säure zu einem Mehle zerfällt. — Die Citronensäure weicht in ihrem Wassergehalte von der Analogie mit anderen Säuren ab, bei welchen das Wasser eben soviel Sauerstoff enthält, als irgend eine Basis, durch welche die Säure neutralisirt wird. Bei der Citronensäure tritt nämlich der Fall ein, dafs die mit ihr sich verbindenden übrigen Oxyde nur $\frac{1}{4}$ soviel Sauerstoff als diese Säure enthalten, wogegen das Wasser in der krystallisirten Säure $\frac{1}{3}$ und in der fatiscirten nur $\frac{1}{6}$ soviel Sauerstoff, als die Säure enthält.

Bei der Destillation geht die Citronensäure zum Theil unverändert über, das meiste aber wird in Wasser, brenzliches Oel, Essig, Kohlensäure und Kohlen-Wasserstoffgas verwandelt. In der Retorte bleibt Kohle zurück. Durch Schwefelsäure wird sie in Essig, durch Salpetersäure aber, wenn diese in grofser Menge zugesetzt wird, beim Ko-

chen ganz langsam in Kleesäure umgewandelt; in geringerer Menge greift die Salpetersäure sie nicht an.

100 Theile Citronensäure erfordern 75 Theile kaltes und 50 Theile kochendes Wasser zur völligen Auflösung. Mit vielem Wasser verdünnt hat diese Auflösung einen angenehm sauren Geschmack, kann aber nicht lange aufbewahrt werden, sondern fängt bald an sich zu zersetzen. Die Citronensäure wird, in Ermangelung frischer Citronen, zur Bereitung von Limonade gebraucht. 2 bis 4 Theile Citronensäure, mit etwas Zucker und Citronenöl versetzt, geben 900 Theilen Wasser einen angenehmen, erfrischenden Geschmack.

Die Citronensäure besteht aus 41,49 Theilen Kohlenstoff, 3,43 Theilen Wasserstoff und 55,08 Theilen Sauerstoff. Ihre Sättigungs-Capacität ist 13,77.

5. Die Apfelsäure

wurde zugleich mit der Citronensäure von Scheele, bei seinen Untersuchungen der sauren Pflanzensäfte entdeckt. Sie findet sich am häufigsten im Safte unreifer saurer Aepfel, in den Berberisbeeren, Schlehen, Vogelbeeren und Fliederbeeren, mit sehr wenig Citronensäure verbunden. Zu gleichen Theilen mit Citronensäure ist sie enthalten in den Stachelbeeren, Johannisbeeren, Heidelbeeren, der Frucht des Weiſsdorns, in den Kirschen, Moltbeeren, Erdbeeren und Himbeeren. In Verbindung mit Ameisensäure findet sie sich in den Ameisen, und mit Kalk in den meisten Pflanzensäften.

Um die Apfelsäure zu gewinnen, sättiget man Aepfelsaft mit kohlensaurem Kali, filtrirt das gesättigte Salz und fällt es mit Bleizucker, wobei das Blei sich mit der Apfelsäure vereiniget und sich mit ihr niederschlägt. Das apfelsaure Blei wird mit verdünnter Schwefelsäure zerlegt, wobei die Apfelsäure sich abscheidet und dann durch Abdampfung concentrirt werden kann. Auch kann man sie erhalten, wenn man den Saft des Hauslauchs (*Sempervivum tectorum*), welcher sehr viel apfelsauren Kalk ent-

hält, mit Bleizucker niederschlägt und den erhaltenen Niederschlag mit Schwefelsäure zerlegt. Die beste Art die Apfelsäure rein und in hinlänglicher Menge zu erhalten, wurde vor einigen Jahren von Donovan erfunden. Man sammelt gefrorene Vogelbeeren ein, prefst den Saft aus ihnen aus, kocht diesen wie gewöhnlich auf, klärt ihn mit etwas Hausenblase, und digerirt ihn dann mit kohlensaurem Blei, welches in kleinen Gaben zugesetzt wird, so lange, als noch ein Aufschäumen entsteht. Dabei bildet sich apfelsaures Blei, welches in kaltem Wasser sehr schwer löslich ist, und zum gröfsten Theile ungelöst bleibt, und wovon das wenige Aufgelöste beim Erkalten sich wieder absetzt. Dieses erhaltene apfelsaure Bleioxyd wird einige Male mit kaltem Wasser ausgewaschen, um den etwa noch zurückgebliebenen Vogelbeersaft davon zu entfernen. Man kocht es hierauf mit destillirtem Wasser und filtrirt die Lösung, sobald sie gesättiget ist, noch kochend heifs, woraus nachher beim Erkalten das Bleisalz in weifsen, silberglänzenden Schuppen anschiefst. Das Ungelöste kocht man mit einer neuen Portion Wasser und läfst es erkalten. Die erste Solution, aus welcher sich die Krystalle bereits abgesetzt haben, ist gewöhnlich etwas gelblich und wird daher weggethan; die andere hingegen ist farbenlos und wird zu Auflösung neuer Gaben des noch nicht aufgelösten Salzes benutzt, um das Salz nicht verloren gehen zu lassen, welches nach jedem Anschiefsen in der Mutterlauge zurückbleibt.

Um die erzeugten Krystalle recht vollkommen rein zu erhalten, müssen sie noch einmal umkrystallisirt und defshalb in kochend heifsem Wasser aufgelöst werden, wobei man wohl in Acht nehmen mufs, dafs man nicht zuviel Salz auf einmal in das kochende Wasser bringt, weil das Ungelöste sonst auf dem Boden des Gefäfses schmilzt, sich an das Glas fest ansetzt und bei verstärkter Hitze leicht braun werden kann.

Das erhaltene Bleisalz wird nachher zu einem feinen Pulver gerieben, und mit Wasser vermengt, in welches

man einen Strom von Schwefel-Wasserstoffgas hineinleitet. Man erhält dadurch Schwefelblei, die Apfelsäure aber wird im Wasser gelöst und kann durch Abdampfen bei gelinder Wärme daraus gewonnen werden. Zuletzt bildet sich ein gelblicher Syrup, welcher krystallisirt. Die krystallisirte Apfelsäure läſst sich sublimiren und giebt dabei weiſse Nadeln, wird aber doch dabei zum Theil zerlegt. Sie ist in diesem Zustande noch wenig untersucht worden, und man hat sie erst durch diese Bereitungsweise rein erhalten können.

Man hat vermuthet, daſs die Apfelsäure auch durch Einwirkung der Salpetersäure auf Zucker gebildet werde, wenn man nämlich Zucker mit einem gleichen Gewichte rauchender Salpetersäure, welche vorher mit gleichen Gewichtstheilen Wasser verdünnt worden, übergieſst und die Masse so lange digerirt, bis sie eine gelbliche Farbe annimmt. Sie wird hierauf mit Kalkerde gesättiget und die gesättigte Flüssigkeit sodann mit essigsaurem oder salpetersaurem Bleioxyd versetzt, welches apfelsaures Bleioxyd niederschlägt, welches nach dem Auswaschen, auf die oben angegebene Weise, durch Schwefel-Wasserstoffgas zerlegt werden kann. Allein weder die auf diese Weise gewonnene Apfelsäure, noch das Bleisalz, haben mit dem vorher beschriebenen gleiche Eigenschaften, so daſs es wohl möglich ist, daſs beide nicht einerlei Säuren sind. Die aus Zucker bereitete kann nicht zum Krystallisiren gebracht werden, sondern trocknet zu einer Art von Firniſs zusammen, der beim Erhitzen zerlegt wird, sich aufbläht, einen stickenden Rauch, wie gebrannter Zucker, von sich giebt, und eine Menge von einer blättrigen Kohle zurückläſst. Wenn man sie in Wasser auflöst und sich selbst überläſst, wird sie zerstört und geht sowohl in die geistige als in die Essiggährung über. Behandelt man sie mit Salpetersäure, so giebt sie Kleesäure, und wenn durch neuen Zusatz von Salpetersäure keine Kleesäure mehr erhalten werden kann, bleibt eine starke, mit Salpetersäure gemengte Säure zurück, die beim Abdam-

pfen einen dicken Syrup bildet, welcher keine Krystalle giebt. Diese Säure ist keine Apfelsäure und ist bis jetzt noch nicht näher untersucht worden.

Bouillon-la-Grange glaubte bewiesen zu haben, daſs die Apfelsäure nichts anderes als eine Verbindung der Essigsäure mit einem extraktartigen Stoffe sei; dieſs ist jedoch durch neuere Versuche widerlegt worden. Donovan, welcher den Unterschied zwischen dem aus Vogelbeersafte bereiteten und dem aus Zucker mit Salpetersäure gewonnenen apfelsauren Bleie auffand, glaubte eine neue Säure entdeckt zu haben, die er *Acidum sorbicum* — Vogelbeersäure — nannte; allein Braconnot zeigte, daſs diese Säure Apfelsäure sei, und Vogel fand, daſs die aus Zucker bereitete Säure mit der Apfelsäure nicht einerlei sei. Die aus Zucker gezogene Säure verdient daher eine neue Untersuchung.

Man hat sie für eine Abänderung der Citronensäure ansehen wollen, von welcher sie sich gleichwohl durch ihre Unkrystallisirbarkeit, sowie durch ihr Verhalten zur Kalkerde unterscheidet. Sie giebt damit ein im Wasser lösliches Salz, welches mit einem kleinen Ueberschusse von Säure sich leicht auflöst, und vom Alkohol niedergeschlagen wird, wodurch sie sich zugleich von allen anderen vegetabilischen Säuren unterscheidet.

6. Benzoësäure.

Diese Säure hat ihren Namen vom Benzoëharz, aus welchem man sie am vortheilhaftesten erhält. Sie wurde schon 1608 von Blaise de Vigenere unter dem Namen der Benzoëblumen beschrieben; sie findet sich in verschiedenen Pflanzenstoffen, z. B. im peruanischen und Tolu-Balsam, im Styrax, in der Vanille, dem Zimmet, Kalmus, der Birkenrinde, so wie im Urine der Pferde, Kameele, des Rindviehes und anderer Thierarten.

Man gewinnt sie aus dem Benzoëharze auf die Weise, daſs man z. B. 10 Loth ausgesuchtes Benzoëharz ganz fein pulvert und mit 1 Loth völlig kohlensaurem

Kali in $\frac{1}{2}$ Nöſsel Wasser kocht. Da das Harz allmählig schmilzt und zusammenbäckt, dadurch aber die Einwirkung der Lauge auf das Innere des Harzkuchens verhindert wird; so muſs man es dann erkalten lassen, das Harz herausnehmen und von neuem pulvern, darauf wieder gelind in der Lauge kochen, bis es wiederum zusammenbäckt, und dieses Verfahren von neuem 2 bis 3 mal wiederholen. Die Lauge, welche anfangs bräunlichgelb und trübe ist, wird zuletzt klar und beinahe farbenlos. Sie enthält nunmehr benzoësaures Kali, aus welchem die Benzoësäure mit etwas verdünnter Schwefelsäure ausgeschieden wird, die man tropfenweise so lange zusetzt, als noch ein Niederschlag erfolgt. Dieser Niederschlag ist die Benzoësäure; sie wird auf das Filtrum gebracht und mit kaltem Wasser wohl ausgewaschen; 10 Loth Benzoësäure geben $1\frac{1}{4}$ Loth Säure.

Wenn man zu diesem Versuche mehr Alkali nimmt, als zur Sättigung der Säure gerade erforderlich ist, so löst das überschüssige Alkali eine Menge Harz auf, welches sich mit der Säure niederschlägt, und ihr eine gelbe oder bräunliche Farbe giebt.

Man kann auch die Benzoësäure durch Kochen des Harzes im Wasser erhalten; oder wenn man das Harz in einen hohen Tiegel legt, über welchen man eine Papiertüte steckt, während man ein schwaches Kohlenfeuer um den Tiegel herum macht. Die Säure sublimirt sich dabei, und legt sich in glänzenden Nadeln an das Papier an. Allein keine von den beiden Verfahrungsarten belohnt die Mühe.

Die gewonnene Säure ist übrigens noch nicht rein, sondern enthält noch einen flüchtigen Stoff von angenehmen, vanilleähnlichem Geruche, und einen kleinen Antheil von Harz. Von dem letztern wird sie durch Sublimation in einem Glaskolben bei gelinder Wärme befreit. Man stellt den Kolben etwas schief, weil die sublimirte Säure sonst leicht wieder niederfällt, und wenn das Glas mit einem Schnee von glänzenden Krystallblättchen und Nadeln erfüllt ist, läſst man es abkühlen, nimmt das

Sublimat heraus und erhitzt dann die auf dem Boden erstarrte Masse von neuem. Es ist dazu so wenig Hitze erforderlich, daſs groſse Portionen Säure über einem Feuer von 3 bis 4 kleinen Kohlen sublimirt werden können.

Der riechende Stoff hängt der sublimirten Säure sehr hartnäckig an; allein diese Verunreinigung ist von keiner Bedeutung. Man kann ihn indessen gänzlich entfernen, wenn man die Säure mit Alkali sättiget, das Salz im Wasser auflöst und die Benzoësäure wieder mit Schwefelsäure fällt. Bisweilen muſs dieſs einigemal wiederholt werden.

Aus abgedampftem Urin vom Rindvieh oder aus Düngerjauche kann die Benzoësäure durch Salzsäure niedergeschlagen werden. Sie hat dann einen unangenehmen Geruch, von welchem sie aber durch Kochen mit Kohlenpulver groſsentheils befreit werden kann. Wenn Talg oder Fett destillirt wird, bekommt man ein schmieriges, brenzliches Oel, welches beim Kochen mit grob gepulverter Kreide oder Marmor benzoësauren Kalk giebt, aus welchem man die Säure durch Salzsäure niederschlagen kann; allein sie enthält einen brenzlichen Stoff, wovon sie schwerlich zu reinigen ist, und welcher macht, daſs sie die Silber- Blei- und Quecksilbersalze niederschlägt. Sättiget man die Säure mit Alkali und löst dann das eingetrocknete Salz in wasserfreiem Alkohol auf, so erhält man ein, einigermaſsen reines benzoësaures Kali. Man hielt diese Säure früherhin für eine eigene Säure, und nannte sie F e t t s ä u r e. Sie wird durch die zerstörende Einwirkung des Wärmestoffs auf das Fett gebildet.

Die natürliche Farbe der Benzoësäure ist die weiſse, und wenn sie ins Gelbe oder Braune fällt, so ist dieſs ein Merkmal von einer bedeutenden Beimengung von Harz. Sie krystallisirt in nadelförmigen oder schuppigen, elastischen Krystallen, und ist in der Luft völlig unveränderlich; sie hat einen schwach säuerlichen Geschmack, der aber im Halse ein eigenes scharfes und brennendes Nachgefühl erregt. Die Benzoësäure vereiniget sich nicht mit dem Wasser, und in ihren Krystallen ist sie frei von

allen Verbindungen enthalten. Im reinen Zustande hat sie keinen Geruch; im Allgemeinen aber behält sie hartnäckig Theile desjenigen Körpers an sich, aus welchem sie bereitet worden ist, und nimmt mehr oder minder den Geruch davon an. Die aus Benzoë bereitete riecht nach Vanille.

In der Wärme schmilzt sie leicht und sublimirt sich bei gelinder Hitze. Ein kleiner Theil davon wird dabei zerlegt. Mit Sand gemengt und erhitzt, wird sie beinahe gänzlich zerlegt und giebt mehr brennbares Gas, als irgend ein anderer Pflanzenstoff. Im offenen Tiegel geschmolzen, läſst sie sich mit einem glühenden Eisen, mit einem angezündeten Spahne oder einem elektrischen Funken entzünden. Der Rauch von verflüchtigter Benzoësäure hat einen stechenden Geruch, der zum Husten reizt und die Augen angreift. Im kochenden Wasser löst sie sich in allen Verhältnissen auf, und eine concentrirte Lösung derselben erstarrt beim Erkalten zu einer weiſsen, fettähnlichen Masse. Sie besteht aus kleinen nadelförmigen Krystallen, aus welchen man die übrige Auflösung herauspressen kann. 1 Theil Benzoësäure erfordert 400 Theile kaltes Wasser zu seiner völligen Auflösung. Sie wird leichter vom Alkohol als vom Wasser gelöst, wird aber aus jenem durch Wasser nicht gefällt, wenn die Säure frei vom Harze war. Die mit Harz verunreinigte Säure giebt, mit verdünnter Salpetersäure gekocht, eine groſse Menge Blausäure, und die zurückbleibende Säure hat einen bitterlichen galleartigen Geschmack angenommen.

Die reine Benzoësäure wird in der Schwefel- und Salpetersäure ohne Veränderung aufgelöst. Sie besteht aus 75,05 Theilen Kohlenstoff, 5,12 Wasserstoff und 19,93 Sauerstoff, und ihre Sättigungs-Capacität ist 6,64, oder $\frac{1}{3}$ ihres Sauerstoffgehalts.

7. Galläpfelsäure.

Diese Säure war Scheele's letzte Entdeckung. Sie findet sich in den meisten zusammenziehenden Vegetabi-

lien, vorzüglich aber in den Galläpfeln, verbunden *mit* einem eigenen Stoffe, der wegen seiner Eigenschaft, Häute zu gerben, den Namen des Gerbestoffs bekommen hat. Sie läſst sich von diesem Stoffe sehr schwierig trennen, und ihre Zusammensetzung beruht auf so schwachen Verwandtschaften, daſs sie während der *Versuche leicht* zerlegt wird. Sie wird aus den Galläpfeln auf *folgende* Weise bereitet:

a) Scheele gewann sie dadurch, daſs er einen Aufguſs von Galläpfeln in einem locker bedeckten Gefäſse stehen und verschimmeln lieſs; nach einigen Monaten hatten sich zwischen dem Schimmel eine groſse Menge Krystalle abgesetzt, die er in kochendheiſsem Wasser wieder auflöste und der Reinigung wegen nochmals krystallisiren lieſs. Diese Bereitungsart erfordert viele Zeit, giebt übrigens aber reiche Ausbeute.

b) 1½ Pfund gestoſsene Galläpfel werden in *kaltem* Wasser eingeweicht und fleiſsig umgerührt. *Nach* 24 Stunden wird das Aufgelöste durchgepreſst, auf das Galläpfelpulver frisches Wasser gegossen, und dasselbe nach dem Weichen wieder ausgedrückt. Die erhaltene braune Lösung wird bei gelinder Wärme bis zur trocknen Masse abgedampft, wodurch man eine mürbe, glänzende, dunkelbraune Masse erhält, die aus Säure, Gerbestoff und vegetabilischem Extraktivstoff besteht. Sie wird fein gepulvert und mit wasserfreiem Alkohol übergossen, dessen specifisches Gewicht nicht über 0,791 gehen darf. (Nimmt man gewöhnlichen *Spiritus vini rectificatissimus* der Officinen, so wird die ganze Masse aufgelöst.) Der Alkohol löst beinahe nur die Galläpfelsäure auf und färbt sich davon strohgelb; man destillirt dann den Alkohol gröſstentheils ab, löst den Rückstand in kochendheiſsem Wasser auf und dampft ihn zur Krystallisation ab. Die Krystalle, welche zuletzt zur Krystallisation anschieſsen, sind etwas gefärbt, können aber durch Abwaschen mit kaltem Wasser fast ganz farbenlos gemacht werden. Ein Pfund Galläpfelpulver giebt auf diese Weise 1⅛ Loth Säure. Braconnot hat dieses Verfahren folgendergestalt abgeändert:

ändert: Man feuchtet das Pulver von Galläpfeln mit Wasser an und läſst es auf einer + 20° bis 25° warmen Stelle einen Monat lang stehen, während man es immer wieder anfeuchtet, wenn es trocken zu werden anfängt. Die Masse schwillt dabei auf und schimmelt. Nach Verlauf eines Monats wird die darin befindliche braune Flüssigkeit ausgedrückt, das Ausgedrückte mit Wasser gekocht und beim Filtriren ausgepreſst. Die Lösung giebt beim Abkühlen eine graulich gelbe krystallisirte Galläpfelsäure, welche man durch Kochen mit 8 Theilen Wasser und $\frac{1}{6}$ thierischer Kohle dahin bringen kann, daſs sie beim Erkalten farbenlose Krystalle giebt.

c) Ein Aufguſs von Galläpfeln wird mit kohlensaurem Baryt digerirt. Die Baryterde vertheilt sich zwischen der Galläpfelsäure und dem Gerbestoff. Der galläpfelsaure Baryt löst sich mit grüner Farbe auf und der gerbestoffhaltige fällt zu Boden. Die filtrirte Lösung wird mit Schwefelsäure gemengt, so lange noch ein Niederschlag erfolgt; der dadurch gefällte schwefelsaure Baryt wird abgesondert, und die rückständige Lösung, welche die Galläpfelsäure enthält, zum Krystallisiren abgedampft. Die erhaltenen Krystalle sind jedoch nicht so weiſs, wie die nach der ersten Methode erzeugten. — Man hat noch mehrere Arten, die Galläpfelsäure zu bereiten, die ich aber übergehe.

Die durch diese Prozesse erhaltene Säure ist indessen nicht rein, sondern enthält einen nicht unbedeutenden Antheil Gerbestoff chemisch gebunden, von welchem sie durch Destillation bei ganz gelinder Hitze befreit werden muſs. Die Galläpfelsäure sublimirt sich dabei und setzt sich in Gestalt einer schneeweiſsen, auf dem Bruche blättrichten, krystallinischen Masse, im Retortenhalse an. Auf dem Boden bleibt eine braune Masse zurück, an welcher man in den meisten Fällen die Kennzeichen des Gerbestoffs wiederfindet. Die sublimirte Säure enthält kein Wasser, schmeckt bitter, röthet das Lakmuspapier nicht im mindesten, und löst sich im Wasser leicht zu einer farbenlosen Flüssigkeit auf. Die unreine Säure, wie sie

vor dem Subliiniren ist, hat im Gegentheil einen säuerlichen, zusammenziehenden Geschmack. Sie wird in 3 Theilen kochendem Wasser und in 24 Theilen kaltem Wasser aufgelöst. Der kochende Alkohol löst gleiche Theile, der kalte hingegen nimmt nur $\frac{1}{4}$ davon auf. Eine Auflösung in Wasser wird leicht zerstört, schimmelt und setzt Schleim ab. Durch vorsichtige Erhitzung kann die Säure aus trockenen Galläpfeln sublimirt werden; allein der geringste Antheil brenzliches Oel verdirbt sie. Durch Schwefelsäure wird sie zerstört und in Essig umgewandelt. Die Salpetersäure verwandelt sie in Kleesäure.

Sie giebt mit den Alkalien, Erden und Metalloxyden eigene Salze; doch wird ihre Zusammensetzung zum Theil durch die ätzenden Alkalien zerstört, wenn man diese in gröſserer Menge zusetzt, als zur Sättigung der Säure erforderlich ist. Man erhält die galläpfelsauren Salze am besten, wenn man kohlensaure Basen in Galläpfelsäure auflöst. Die Auflösung, die, wenn sie mit farbenloser Säure gemacht worden, ebenfalls ungefärbt ist, nimmt nach und nach in der Luft eine grüne Farbe an, die bisweilen ins Blaue oder Braune übergeht. Will man daher diese Verbindungen in fester Gestalt farbenlos haben, so muſs man sie im luftleeren Raume über Schwefelsäure abdunsten.

Die merkwürdigste Eigenschaft der Galläpfelsäure ist die, welche sie mit dem Gerbestoffe gemein hat, daſs sie mit Eisenoxyd schwarze Verbindungen giebt. Unsere gewöhnliche Tinte ist eine Verbindung von Eisenoxyd, Schwefelsäure, Galläpfelsäure und Gerbestoff. Die Galläpfelsäure macht, daſs die schwarze Verbindung sich in Auflösung erhält; der Gerbestoff allein würde einen Niederschlag machen.

Man hat den Gerbestoff und die Galläpfelsäure für einerlei Körper gehalten; sie unterscheiden sich jedoch sowohl durch ihre Eigenschaft, als durch ihre Zusammensetzung. Vielleicht kann aber der Gerbestoff bei Versuchen bisweilen eine kleine Abänderung erleiden, wodurch er in Galläpfelsäure verwandelt wird.

Die Galläpfelsäure besteht aus 57,26 Theilen Kohlenstoff, 4,73 Theilen Wasserstoff und 38,01 Theilen Sauerstoff. Ihre Sättigungs-Capacität beträgt 12,67 oder $\frac{1}{3}$ ihres Sauerstoffgehalts. Ihre Verwandtschaften sind äuſserst schwach.

8. Schleimsäure.

Diese Säure wurde im J. 1780 von Scheele entdeckt. Man erhält sie aus Gummi, wenn dasselbe mit Salpetersäure behandelt wird; daher hat sie den Namen Schleimsäure bekommen. Sie läſst sich aber auch aus Milchzucker gewinnen, und deſshalb nannte sie Scheele Milchzuckersäure. Ein Theil arabisches Gummi wird mit 2 Theilen nicht zu starker Salpetersäure, oder 1 Theil Milchzucker mit 6 Theilen Salpetersäure digerirt, bis die Gasentwickelung abzunehmen anfängt. Beim Erkalten fällt ein weiſses Pulver zu Boden, welches auf das Filtrum genommen und mit kaltem Wasser gut ausgewaschen wird. Dieses Pulver ist die Schleimsäure. Durch Digestion mit frischer Salpetersäure kann man aus der Lösung noch etwas mehr Schleimsäure erhalten; dann aber erhält man durch Abdunsten Kleesäure, und zuletzt bleibt eine unreine Apfelsäure zurück. Laugier giebt an, daſs die aus Gummi bereitete Schleimsäure theils schleimsauren, theils kleesauren Kalk enthalte, wovon man sie befreien könne, wenn man sie erst mit verdünnter Salpetersäure digerire, dann in kochendheiſsem Wasser auflöse, filtrire und sich absetzen lasse.

Die Schleimsäure hat einen schwachsauren Geschmack, dem des *Cremor tartari* nicht unähnlich; sie ist weiſs, pulverartig, fast unlöslich im kalten Wasser, kann aber in 60 Theilen kochendem Wasser aufgelöst werden. Beim Abkühlen dieser Lösung schlägt sich $\frac{1}{4}$ der aufgelösten Säure als ein weiſses, feines, krystallinisches Pulver nieder. Sie ist nicht flüchtig, sondern wird durch Destillation zerlegt, und giebt eine saure Flüssigkeit, aus welcher nach dem Abdampfen Krystalle anschieſsen. Wenn

man eine kochendheiſse gesättigte Auflösung von Schleimsäure schnell bis zur Trockenheit abdunstet, so wird sie gelblichbraun und man erhält eine zähe, in Alkohol und Wasser leicht lösliche Masse, die schärfer sauer als die Schleimsäure, die aber weder Apfel- noch Weinsteinsäure, und deren Natur noch nicht untersucht ist.

Die Schleimsäure besteht aus 34,39 Theilen Kohlenstoff, 4,73 Theilen Wasserstoff und 60,88 Theilen Sauerstoff. Sie kommt also in ihrer Zusammensetzung der Weinsteinsäure sehr nahe. Ihre Sättigungs-Capacität ist 7,61 oder $\frac{1}{8}$ ihres Sauerstoffgehalts.

Die Schleimsäure wird bei der trockenen Destillation zerlegt und giebt ein brenzliches saures Wasser, nebst einigen Krystallchen im Retortenhalse. Scheele, welcher dieſs zuerst bemerkte, verglich das Sublimat mit der Benzoë- oder Bernsteinsäure. Tromsdorf glaubte gefunden zu haben, daſs es wirklich Benzoësäure sei, bis endlich Houtou-Labillardiere entdeckte, daſs es eine eigene Säure ausmache, welche er *Acide pyromucique*, brenzlichte Schleimsäure, nannte. Man erhält dieselbe, wenn man die Krystalle in dem braunen Wasser auflöst, die Lösung filtrirt und zum Krystallisiren abdampft; die Krystalle sind braun. Man reiniget sie durch Umdestilliren in einer Retorte mit Vorlage, bei einer Temperatur von höchstens 130° bis 140°. Das Sublimat ist noch etwas gelblich und in der Retorte bleibt ein wenig Kohle zurück. Durch abermaliges Auflösen im Wasser und Umkrystallisiren erhält man die Säure farbenlos.

150 Theile Schleimsäure geben 8 bis 10 Theile der reinen brenzlichen Säure. Diese Säure ist farben- und geruchlos, hat einen scharf sauren Geschmack, schmilzt bei + 130° und wird bei einer, wenige Grade höheren Temperatur in Gestalt von Tropfen sublimirt, die nachher zu einer mit Krystallnadeln bedeckten krystallinischen Masse erstarren. Im offenen Feuer verfliegt sie und giebt stechende saure Dämpfe; ist aber in der Luft unveränderlich. 1 Theil davon löst sich in 26 Theilen Wasser von + 15°; sie ist aber in kochendheiſsem Wasser viel leich-

ter löslich, und schiefst beim Erkalten in länglichen Blättchen an, die einander nach allen Richtungen durchkreuzen. Im Alkohol ist sie leichter löslich als im Wasser.

Sie besteht nach Houtou-Labillardiere's Analyse aus 52,118 Theilen Kohlenstoff, 2,111 Theilen Wasserstoff und 45,806 Theilen Sauerstoff, und ihre Sättigungs-Capacität beträgt 7,635 oder $\frac{1}{6}$ ihres Sauerstoffgehalts. Sie giebt im Allgemeinen leicht lösliche Salze, und die Metallsalze, welche durch sie gefällt werden können, sind blofs die Eisenoxydsalze, Quecksilberoxydulsalze und die Zinnoxydsalze. Diese Säure könnte statt der kostbaren Bernsteinsäure dazu benutzt werden, das Eisenoxyd aus seinen Verbindungen niederzuschlagen.

9. Ameisensäure.

Wenn man die Ameisen reizt, so spritzen sie eine eigene scharfe saure Flüssigkeit von sich, die einen eigenthümlichen, stechenden, angenehmen Geruch und einen sauren, beinahe beifsenden Geschmack besitzt. Diese Feuchtigkeit besteht aus einer nicht flüchtigen Säure, der Apfelsäure, und einer eigenen flüchtigen Säure, die man Ameisensäure nennt.

Man gewinnt sie auf die Weise, dafs man eine Parthie Ameisen mit einer doppelten Menge Wasser in einer Destillirblase mit Helm und Kühlrohr von Zinn so lange destillirt, bis das Uebergehende anfängt brenzlich zu werden. Auf der erhaltenen Säure schwimmt zuweilen ein wenig Oel; dieses wird abgenommen und die Säure sodann mit reinem kohlensauren Kali gesättiget, das Salz aber abgedunstet. Dabei tritt ein Moment ein, wo das Salz sich flüssig erhält, ohne dafs etwas Wasser weiter abdampft; sogleich nimmt man es vom Feuer und läfst es unter beständigem Umrühren erkalten, wodurch ein weifses Salzpulver erhalten wird, welches an der Luft leicht Feuchtigkeit anzieht. Dieses Salz wird mit $\frac{3}{5}$ seines Gewichts Schwefelsäure, von 1,84 specifischem Ge-

wichte, die vorher mit etwas Wasser verdünnt worden, vermischt und destillirt, wobei die concentrirte Ameisensäure in die Vorlage übergeht. Ueberhaupt kann die Ameisensäure auf dieselbe Art, wie die Essigsäure concentrirt werden; doch sind auch dieselben Vorsichtsmaafsregeln dabei zu beobachten, um die Verunreinigung durch schweflichte Säure zu verhüten.

Das, was mit den Ameisen zugleich in der Blase zurückbleibt, ist ein Gemenge von concentrirter Ameisen- und Apfelsäure, nebst einigen thierischen Stoffen von den Ameisen. Es wird filtrirt und ausgeprefst, und hierauf $\frac{1}{3}$ davon mit feingeriebenem Bleiweifs oder kohlensaurem Bleioxyd digerirt, bis es einen süfsen Geschmack annimmt. Der übrige Theil der Säure wird mit einem kohlensauren Alkali oder mit Kreide gesättiget, und von der Bleiauflösung so lange etwas zugesetzt, als noch ein Niederschlag erfolgt, wodurch die Apfelsäure nebst den thierischen Stoffen vom Bleioxyd gefällt werden. Das dadurch gereinigte ameisensaure Salz wird nun bis zur Trockenheit abgedunstet, und mit Schwefelsäure destillirt, wie oben angegeben worden ist.

Gehlen giebt die Vorschrift, bei Bereitung der Ameisensäure die Ameisen zu stofsen, mit etwas Wasser zu mengen und auszupressen. Die durchgegangene Flüssigkeit wird dann mit kohlensaurem Kali im Ueberschusse gesättiget, hierauf mit einer Auflösung von schwefelsaurem Eisenoxyd so lange gemengt, als noch ein Niederschlag erfolgt. Hierauf wird die Flüssigkeit, welche durch das Eisenoxyd von den organischen Stoffen befreit worden ist, mit Alkali genau gesättiget, zur trocknen Masse abgedampft und dieselbe dann mit Schwefelsäure versetzt und destillirt.

Die concentrirte Ameisensäure hat einen sauren, stechenden, angenehmen Geruch, ganz so, wie gereizte Ameisen. Sollte sie von schweflichter Säure verunreiniget sein, so wird sie durch Blei-Superoxyd auf dieselbe Weise, wie bei der Essigsäure angegeben worden, davon befreit. Sie ist farbenlos und weniger scharf sauer, als die Essig-

säure. Man erhält sie nur im wasserhaltigen Zustande und sie ist in isolirter Gestalt unbekannt. Ihr specifisches Gewicht im concentrirten Zustande ist, nach Gehlen, 1,1168, und sie enthält 19$\frac{2}{3}$ Prozent Wasser. Mischt man sie mit gleichen Theilen reinem Wasser, so wird ihr specifisches Gewicht 1,06 und mit noch 2 mal soviel Wasser = 1,0296.

Fourcroy hielt die Ameisensäure für Essigsäure, die durch ein flüchtiges riechendes Oel verkleidet sei; allein durch die Versuche von Afzelius, Richter und Süersen ist es ausgemacht, daſs sie von der Essigsäure verschieden ist. Die Ameisensäure und Essigsäure von gleichem specifischen Gewichte neutralisiren ungleiche Mengen von Alkalien und Erden; die letztere mehr, als die erstere; allein die trockenen ameisensauren Salze enthalten weit mehr neutralisirende Basis, als die essigsauren Salze. Beiderlei Salze haben übrigens viele Aehnlichkeit mit einander, unterscheiden sich aber doch in etwas; so ist z. B. die essigsaure Talkerde in trockener Gestalt eine gummiähnliche Masse, die in der Luft feucht wird, dagegen die ameisensaure Talkerde bei langsamen Abdampfen in kleinen Krystallen anschieſst, die an der Luft sich nicht verändern. Das essigsaure Bleioxyd ist ein leichtlösliches Salz, welches Krystallwasser enthält, und an der Luft verwittert; das ameisensaure Bleioxyd ist sehr schwerlöslich und enthält kein Krystallwasser. Der zuverlässige Unterschied beider liegt in ihrer Zusammensetzung. Die Ameisensäure besteht nämlich aus 32,54 Theilen Kohlenstoff, 2,68 Theilen Wasserstoff und 64,78 Theilen Sauerstoff.

Die Ameisensäure wird verschiedentlich in der Oeconomie und Medicin angewandt. Man erhält einen starken und wohlschmeckenden Ameisenessig, wenn man Ameisen in kochendheiſsem Wasser ertränkt, und dieses mit Zusatz von mehreren Ameisen so lange digerirt, bis es den verlangten Grad von Säure angenommen hat. Ist der Ameisenessig zu schwach, so zerstört er sich nach und nach von selbst, wie der gemeine Essig.

Die Sättigungs-Capacität der Ameisensäure ist 21,59 oder $\frac{1}{3}$ ihres Sauerstoffgehalts.

10. Bernsteinsäure.

Diese Säure erhält man durch Destillation des Bernsteins, eines fossilen Harzes, welches besonders auf den südöstlichen Küsten der Ostsee, vorzüglich im samländischen Kreise in Preufsen gefunden wird. Die Säure ist in dem Bernsteine nicht vorhanden, sondern wird während der Destillation gebildet.

Das Destilliren kann in einer Glasretorte mit tubulirter Vorlage vorgenommen werden, geschieht aber gewöhnlich fabrikmäfsig mit mehreren Pfunden auf einmal in eisernen Retorten. Der Bernstein giebt dabei zuerst ein gelbliches säuerliches Wasser, welches grofsentheils Essig ist; darauf kommt ein dünnes gelbliches Oel, nebst Kohlen-Wasserstoffgas und kohlensaures Gas, zu deren Ableitung die Vorlage tubulirt sein mufs. Während dessen schiefsen zugleich im Retortenhalse und im oberen Theile der Vorlage gelbliche Krystalle an. Das Oel wird nach und nach brauner und dann erzeugen sich keine Krystalle mehr. Zuletzt wird das Oel schwarz und dick wie Pech. Die im Retortenhalse befindlichen Krystalle sind Bernsteinsäure, die mit brenzlichem Oele verunreiniget ist. — Man erhält die Bernsteinsäure besonders häufig aus Fabriken, wo Bernstein zur Firnifsbereitung geröstet wird; denn der geröstete Bernstein ist gerade in dem Zeitpunkte, wo die Entwickelung der Säure aufhört, zur Auflösung im Alkohol oder in fetten Oelen am tauglichsten. Man rechnet gewöhnlich auf jedes Pfund Bernstein ein Loth Bernsteinsäure.

Die gewonnene Säure ist gelb oder gelblich braun, und stark durch Oel verunreiniget, wovon sie sich schwer abscheiden läfst. Man löst sie in dem, bei der Destillation des Bernsteins erhaltenen Wasser auf und seiht sie durch feuchtes Papier, wodurch das mechanisch beigemengte Oel zurückgehalten wird. Die durchgeseihte

braune Flüssigkeit reiniget man auf folgende Weise: *a)* Man digerirt sie mit animalischer Kohle, am besten mit solcher, die man bei der Berlinerblau-Bereitung erhält, filtrirt sie nachher, und läſst dann die durchgangene ungefärbte Flüssigkeit zum Krystallisiren abdampfen. Dieses Verfahren reiniget jedoch die Säure nicht von dem beigemengten Oele, sondern benimmt diesem bloſs die Farbe. Daher wird die anfangs ungefärbte Flüssigkeit beim Abdampfen nach und nach wieder gelb und braun, weil sich das Oel dabei oxydirt und dunkler färbt. Daſs die Säure durch Kochen mit Kohlenpulver ihrer Natur nach verändert werde, wie nach Fourcroy behauptet wird, ist ein Irrthum. — *b)* Die aufgelöste und wieder eingekochte Säure wird in einem Glaskolben sublimirt, jedoch bei möglichst geringer Hitze, so daſs man nur eine Kohle nach der andern unterlegt. Man verfährt im Uebrigen dabei so, wie bei der Sublimation der Benzoësäure angegeben worden ist. Die erhaltene Säure ist schneeweiſs und glänzend. — *c)* Die unreine Säure wird mit kohlensaurem Kali, welches jedoch nicht überschüssig zugesetzt werden darf, gesättiget, das bernsteinsaure Kali darauf mit etwas wenigem von dem oben erwähnten Kohlenpulver gekocht, filtrirt und mit Bleizucker versetzt, so lange noch ein Niederschlag entsteht. Das gefällte bernsteinsaure Bleioxyd wird hierauf mit kaltem Wasser völlig ausgesüſst und getrocknet. 10 Theile bernsteinsaures Blei erfordern 3 Theile Schwefelsäure von 1,85 specifischem Gewichte, die vorher mit 20 bis 30 mal soviel Wasser verdünnt worden ist. Bei dieser Reinigungsart geht zwar ein Theil der Säure selbst mit verloren, weil das bernsteinsaure Blei nicht völlig unlöslich im Wasser ist, allein man bekommt dafür die Säure vollkommen rein. — Man hat auch vorgeschlagen, die Bernsteinsäure durch Kochen mit Salpetersäure zu reinigen, durch welche das Oel, die Säure aber nicht, zerstört wird; allein es entsteht dadurch eine neue Verunreinigung durch Klee- und Apfelsäure.

Die Bernsteinsäure krystallisirt in ungefärbten, durchscheinenden Krystallen. Diese Krystalle sind wasserhal-

tige Bernsteinsäure. Sie besitzt einen eigenen schwach säuerlichen Geschmack, der immer etwas von dem, der Säure angehörigen Oele an sich behält, auch in dem bernsteinsauren Salze fast ungeschwächt bemerkbar ist. Sie ist flüchtig und läſst sich ohne Rückstand sublimiren, wenn sie vom Oele frei ist. Die mit Kohlenpulver gereinigte Säure enthält ein wenig Oel, welches sie bei der Destillation zurück läſst. 25 Theile kaltes und 3 Theile kochendheiſses Wasser lösen 1 Theil Bernsteinsäure auf. Sie wird von kaltem Alkohol langsam, aber von $1\frac{1}{2}$ Theilen kochendem aufgelöst, und wird durch Schwefel- und Salpetersäure nicht zerstört.

Die bernsteinsauren Salze werden durch trockene Destillation zerlegt und die Säure in brenzliches Oel, Wasser, Essig, kohlensaures Gas und Kohlen-Wasserstoffgas verwandelt. Die Bernsteinsäure besteht aus 48,12 Theilen Kohlenstoff, 3,97 Theilen Wasserstoff und 47,9 Theilen Sauerstoff. Die Sättigungs-Capacität derselben ist 15,87 oder $\frac{1}{3}$ ihres Sauerstoffgehalts, kommt also der Essigsäure sehr nahe.

Sie wird in der Heilkunst als innerliches Heilmittel, in der Chemie zur Scheidung des Eisens vom Mangan bei der Analyse eisenhaltiger Körper gebraucht.

Da diese Säure sehr theuer ist, so kommt sie im Handel oft verfälscht vor. Man macht sie nach aus Weinsteinsäure oder saurem schwefelsauren Kali, die mit Bernsteinöl befeuchtet werden. Man kann ihre Reinheit prüfen, wenn man sie in einem Löffel erhitzt, wo die reine Bernsteinsäure verfliegt, die verfälschte aber im erstern Falle viele Kohle, im letztern saures, schwefelsaures Kali zurückläſst. Bisweilen besteht die verfälschte Säure auch aus salzsaurem Ammoniak, welches mit Bernsteinöl und etwas Salzsäure zusammengemengt ist. Diese verflüchtiget sich ebenfalls, giebt aber einen Geruch nach Ammoniak, wenn sie mit Kalk gemengt wird.

Ehe ich die vegetabilischen Säuren verlasse, will ich noch eine Vergleichung über die, in Gasform gedachten und nach relativen Maaſstheilen berechneten Bestandtheile derjenigen von diesen Säuren, welche bis jetzt genau analysirt worden sind, hier mittheilen, sowie es vorher bei der Salpetersäure und Salzsäure geschehen ist.

Da der Kohlenstoff ein Bestandtheil derselben ist, dieser aber gewöhnlich nicht in Gasgestalt vorkommt, so muſs dessen Volumen durch Berechnung gefunden werden, indem man annimmt, daſs, wenn das Sauerstoffgas mit demjenigen Antheile von Kohlenstoff vereiniget, womit es Kohlenoxydgas bildet, sein Volumen gerade verdoppelt, das zugetretene Volumen dem gasförmigen Kohlenstoffe angehöre, dessen specifisches Gewicht hiernach ausgerechnet werden kann. Wir nehmen ferner an, daſs jede dieser Säuren so viele Maaſstheile Sauerstoff enthalte, als soviel Male ihr Sauerstoff ein Vielfaches ihrer Sättigungs-Capacität ist; wenn also z. B. ihr Sauerstoff dreimal soviel als ihre Sättigungs-Capacität beträgt, so nehmen wir 3 Volumina Sauerstoffgas in ihr an.

Hiernach ergiebt sich folgende Uebersicht:

	Sauerst.	Kohlenst.	Wasserst.
Kleesäure	3	2	0
Ameisensäure	3	2	2
Bernsteinsäure	3	4	4
Essigsäure	3	4	6
Galläpfelsäure	2	6	6
Benzoësäure	3	15	12
Citronensäure	4	4	4
Weinsteinsäure	5	4	5
Brenzl. Schleimsäure	6	18	4
Schleimsäure	8	6	10

Dabei ist zu bemerken, daſs diese Raumverhältnisse nicht bloſs Annäherungen, sondern die genauen Verhältnisse sind.

Bemerkenswerth ist hierbei, daſs in der Ameisensäure, Bernsteinsäure, Galläpfelsäure und Citronensäure das zu-

sammengesetzte Radikal immer einerlei ist. In den drei erstern verhält sich das Radikal zum Sauerstoff wie 1, 2 und 3. In der Citronen- und Galläpfelsäure verhält sich der Sauerstoff zu demselben Quantum des Radikals wie 1 : 2. Versucht man aber, sie alle in einer Reihe aufzustellen, so findet man, daſs der Sauerstoff in Bezug auf das Radikal nicht in so einfachem Verhältnisse sich vermehrt, wie es bei einfachen Radikalen der Fall ist, welches offenbar von den Modificationen der Zusammensetzungs-Gesetze herrührt, welche bei Verbindungen zwischen drei Elementen eintreten müssen, wo die Möglichkeit mannigfacher Verbindungen unendlich gröſser, als bei zwei Elementen ist.

11. Honigsteinsäure.

Sie wurde im Jahre 1799 von Klaproth in einem sehr seltenen brennbaren Fossile entdeckt, welches seiner honiggelben Farbe wegen den Namen Honigstein erhalten hat, und worin sie zu 0,46 Gewichtstheilen enthalten ist. Der Honigstein enthält auſserdem noch 0,16 Thonerde und 0,38 Wasser. Man gewinnt die Säure durch wiederholtes Auslaugen in kochendheiſsem Wasser, aus welchem sie dann beim Erkalten in nadelförmigen oder kleinen, kurzen Krystallen anschieſst. Sie hat einen süſslichsäuerlichen, hinterher aber bitterlichen Geschmack. Sie verflüchtiget sich auf erhitztem Glase, und giebt einen grauen Rauch, welcher die Nase wenig angreift. Sie wird von der Salpetersäure nicht verändert und giebt mit den alkalischen Erden schwerlösliche Salze. Sie zerlegt die essigsauren Salze, nicht aber die salpeter- und salzsauren Salze, ausgenommen das salpetersaure Quecksilber.

Als Kennzeichen dieser Säure sind noch folgende anzuführen. Sie fällt den essigsauren Baryt und das essigsaure Blei mit weiſser Farbe, das salpetersaure Eisen mit isabellgelber, und das essigsaure Kupfer mit spangrüner Farbe. Die Salpetersäure löst alle diese Niederschläge

auf. Salpetersaures Silber wird von der Honigsteinsäure nicht verändert.

III. Wasserstoffsäuren.

Unter dieser Benennung verstehen wir nicht sauerstoffhaltige Verbindungen von einfachen oder zusammengesetzten Körpern mit Wasserstoff, welche die Eigenschaften der sauerstoffhaltigen Säuren in einem mehr oder weniger beträchtlichen Grade besitzen. Die Wasserstoffsäuren sind daher als aus Wasserstoff und einem eigenen Radikal zusammengesetzt zu betrachten. Dieses Radikal kann, so wie bei den Sauerstoffsäuren, einfach oder zusammengesetzt sein.

Die Wasserstoffsäuren mit einfachem Radikal sind: der Schwefelwasserstoff, den wir schon bei dem Schwefel erwähnt haben, der Selenwasserstoff und der Tellurwasserstoff, welche weiterhin bei den Metallen unter Selenium und Tellurium beschrieben werden sollen, und endlich, nach der neuen Ansicht von der Natur der Salzsäure, Chlorwasserstoff (Salzsäure), Jodwasserstoff (Jodsäure) und, freilich nicht mit der nämlichen Wahrscheinlichkeit, der Fluorwasserstoff (Flufssäure).

Von den Wasserstoffsäuren mit zusammengesetztem Radikal kennen wir bis jetzt nur vier, nämlich: die Blausäure (Cyanwasserstoff), die Schwefelblausäure (Schwefelcyan-Wasserstoff), den Cyan-Schwefelwasserstoff und die Eisenblausäure.

Das Radikal der Blausäure besteht aus Kohlenstoff und Stickstoff und wird Cyan genannt. Das Radikal der Schwefelblausäure besteht aus Kohlenstoff, Stickstoff und Schwefel und wird Schwefelcyan genannt. Das Radikal des Cyan-Schwefelwasserstoffs, der Cyanschwefel, hat die nämlichen Bestandtheile, enthält aber mehr Schwefel. Die Eisenblausäure kann auf mehrerlei Weise betrachtet werden. Ihr eigentliches Radikal ist Cyan, der aber durch Verbindung mit einer gewissen Menge Eisen eine Wasserstoffsäure von weit gröfserer Wirksamkeit hervorbringt.

Diese Säure wird erst beim Eisen beschrieben werden, wir beschäftigen uns hier eigentlich nur mit der Blausäure und mit den zwei Schwefelblausäuren.

Wir nehmen auf Gründe, die ich bei der Lehre von den Salzen näher auseinandersetzen werde, an, daſs die Wasserstoffsäuren sich mit den oxydirten Salzbasen nicht verbinden können, sondern daſs sie davon zerlegt werden. Der Wasserstoff der Säure verbindet sich mit dem Sauerstoff der Basis zu Wasser, und das Radikal der Säure mit dem Radikal der Basis. Diese letztere Verbindung hat gewöhnlich eine so ausnehmend groſse Analogie mit den Salzen, daſs man sich schwerlich enthalten kann, sie für ein Salz anzusehen; so z. B. wenn Blausäure mit Quecksilberoxyd in Berührung kommt, so entsteht Wasser und Cyanquecksilber, welches den Quecksilbersalzen vollkommen ähnlich ist.

Blausäure. Cyan-Wasserstoffsäure.

Wenn man die Blätter des Pfirsichbaums und Kirschlorbeers (*Prunus Laurocerasus*), ferner die Schaalen der bitteren Mandeln und die Kerne verschiedener Steinfrüchte mit Wasser destillirt, so nimmt das destillirte Wasser den Geruch und Geschmack dieser Körper an, und wenn man es mit einer gesättigten Auflösung von Eisen in Kohlensäure vermischt, so entsteht nach einiger Zeit ein blauer Niederschlag. Dieser Niederschlag, den man Berlinerblau nennt, ist das charakteristische Kennzeichen einer eigenthümlichen Säure, die von ihrer Eigenschaft, das Eisen mit einer schönen blauen Farbe zu fällen, den Namen Blausäure erhalten hat.

Sie war schon lange vorher als ein Produkt des Brennens thierischer Stoffe mit Alkali bekannt, ehe man sie in der Natur fertig vorfand. Ihre Eigenschaften waren zum Theil schon vom Anfange des vorigen Jahrhunderts an bekannt, ohne daſs man die Säure selbst kannte, welche erst Scheele ans Licht brachte und aus ihrer Verbindung im Berlinerblau ausscheiden lehrte.

Scheele gab für die Bereitung derselben folgende Vorschrift: 2 Theile Berlinerblau *) werden $\frac{1}{2}$ Stunde lang mit 1 Theile rothem Quecksilberoxyd in 6 Theilen Wasser gekocht und während des Kochens beständig umgerührt. Das Quecksilber verbindet sich mit dem färbenden Bestandtheil des Berlinerblau und wird im Wasser aufgelöst, indem Eisenoxyd unaufgelöst zurückgelassen wird. Die Auflösung, die einen metallischen Geschmack hat, wird abgeseiht, das Unaufgelöste aber mit 2 Theilen kochendem Wasser ausgewaschen und ausgedrückt. Die erhaltene Lösung, welche nun Cyan-Quecksilber enthält, wird hierauf mit $1\frac{1}{2}$ Theilen Eisenfeilspähnen und $\frac{2}{3}$ Schwefelsäure gemengt und das Gemenge so lange umgeschüttelt, bis das Quecksilber sich ausscheidet. Man gieſst die Flüssigkeit sodann ab und destillirt sie bei gelinder Wärme in einem gut lutirten Apparate so lange, bis ein Viertheil davon übergegangen ist. Die Eisenfeilspähne entbinden Wasserstoff, indem sie sich oxyduliren, der Wasserstoff zerlegt dabei die Quecksilber-Verbindung und das Quecksilber wird in metallischer Gestalt niedergeschlagen. Die Schwefelsäure verbindet sich mit dem neugebildeten Eisenoxydul, und die Blausäure, welche dadurch entstehet, geht beim Destilliren mit dem Wasser über.

Die Kenntnisse, welche wir durch Scheele's Versuche über bie Natur der Blausäure erhielten, waren indessen höchst unvollständig, und wir haben von Gay-Lussac eine ausführlichere und sehr lehrreiche Arbeit darüber erhalten. Nach seiner Angabe erhält man die Säure auf folgende Weise. An eine tubulirte Retorte wird das eine Ende einer $\frac{3}{4}$ bis 1 Elle langen Glasröhre luftdicht angekittet, deren anderes Ende in einen kleinen Glaskolben eingekittet wird. Die Glasröhre füllt man erst zu einem Drittheile ihrer Länge mit grob gestoſsenem Marmor, die zwei anderen Drittheile aber füllt man

*) Dieses muſs sehr fein gepulvert, und wenn es beim Reiben zusammenbäckt, mit etwas Weingeist angefeuchtet werden, damit es recht fein gerieben werden könne.

mit grob gepulvertem, geschmolzenem salzsauren Kalk. In die Retorte wird feingeriebenes Cyan-Quecksilber eingelegt und mit concentrirter Salzsäure übergossen; dabei ist zu bemerken, daſs man einen Ueberschuſs des Cyan-Quecksilbers anwende, um zu vermeiden, daſs keine Salzsäure mit übergehe. Zum Auffangen der mit der Blausäure etwa übergehenden Salzsäure wird der Marmor in die Glasröhre eingelegt, mit dessen Kalkerde die Salzsäure sich verbindet, indem kohlensaures Gas ausgetrieben wird. Es geht aber dabei Blausäure verloren, die mit dem kohlensauren Gase verdunstet, und für welche man entweder an der Röhre, oder noch besser an der Vorlage einen Ausgang haben muſs, den man verschlieſsen kann. Beim gelinden Erwärmen der Retorte destillirt die Blausäure über und condensirt sich zuerst um den Marmor herum in der Röhre, von wo aus man dieselbe dann durch gelinde Wärme zum salzsauren Kalke und von da in die Vorlage forttreibt, welche durch ein kühlendes Gemenge eiskalt erhalten werden muſs. Nach Vauquelin erhält man diese Säure mit noch geringerer Mühe, wenn man eine Glasröhre mit trockenem Cyan-Quecksilber füllt und an dem einen Ende Schwefel-Wasserstoffgas hineinleitet, wobei Blausäure und geschwefeltes Quecksilber gebildet wird. Wenn man die Röhre dabei mit warmen Wasser umgiebt, so destillirt die Blausäure am anderen Ende ab und kann hier in einer abgekühlten Vorlage aufgefangen werden. Wenn man die Arbeit abbricht, ehe noch die Zerlegung bis an das andere Ende der Röhre vorgerückt ist, so erhält man die Blausäure rein von Schwefel-Wasserstoffgas und das blausaure Quecksilber, welches dabei noch übrig bleibt, kann dann mit Wasser ausgezogen werden, und geht so nicht verloren.

Die auf diese Weise bereitete Blausäure hat folgende Kennzeichen. Sie ist eine farbenlose, sehr flüchtige tropfbare Flüssigkeit, von einem starken, dem der bittern Mandeln ähnlichen Geruche, schmeckt anfangs kühlend, dann brennend, und erregt hinterher im Schlunde einen starken Geschmack nach bittern Mandeln. Ihr specifisches

Ge-

Gewicht ist bei + 7° Wärme 0,7058, und bei + 18° = 0,6969. Sie kocht bei 26°,5 und wird bei — 15° fest, indem sie eine Krystallgestalt annimmt, die zuweilen den feinstrahligen Krystallisationen des salpetersauren Ammoniaks nicht unähnlich ist. Sie verdunstet an der Luft mit solcher Schnelligkeit, daſs sie selbst bei + 20° eine Kälte hervorbringt, welche hinreichend ist, ihr feste Gestalt zu geben. Bei einer Temperatur über + 26°,5 ist sie gasförmig und hat ein specifisches Gewicht von 0,9476. Sie röthet das Lakmuspapier schwach. Sie ist sowohl in Gasgestalt, als innerlich genommen ein heftiges Gift, mit welchem man mit der gröſsten Vorsicht umgehen muſs. Man erzählt, daſs vor nicht langer Zeit ein Chemiker in Wien, welcher diese Säure bereitete und zufällig etwas davon auf den bloſsen Arm brachte, wo es durch die Wärme desselben schnell verdunstete, binnen zwei Stunden durch die giftigen Wirkungen der Blausäure gestorben sein soll. Auch die nach Scheele's Vorschrift bereitete wässerige Blausäure und die, welche man durch Destilliren der Blätter des Kirschlorbeers mit Wasser erhält, ist ein höchst gewaltsames Gift, und das Verschlucken einer geringen Menge davon zieht in ganz kurzer Zeit den Tod nach sich. Seitdem man eine Lösung der Blausäure in Wasser in der Heilkunde anwendet, hat man ein Verfahren erfunden, diese Auflösung leicht und immer gleich stark zu bereiten, welches darin besteht, daſs man blausaures Quecksilber in Wasser auflöst, bis dieses gesättiget ist, dann so lange Schwefel-Wasserstoffgas hineinleitet, bis das Quecksilber niedergefällt ist, hierauf aber den Ueberschuſs an Schwefelwasserstoff mit etwas kohlensaurem Bleie wegschafft. Man läſst nachher die Flüssigkeit in einer verkorkten Flasche abklären und gieſst sodann das Klare ab.

Die Blausäure wird sehr schnell zersetzt, selbst in vollkommen verschlossenen Gefäſsen, und sogar wenn sie vor dem Zutritt der Luft ganz gesperrt wird, wie z. B. im leeren Raume des Barometers. Die Zerlegung beginnt ziemlich schnell. Gay-Lussac führt an, daſs sie zu-

weilen schon in Zeit von einer Stunde vor sich gegangen sei, daſs er sie aber auch zuweilen 14 Tage lang ohne eine Spur von Zersetzung habe aufbewahren können. Die Ursache dieses ungleichen Verhaltens ist unbekannt. Sie fängt damit an, daſs sie eine röthlich-braune Farbe annimmt, die nach und nach dunkler wird, und dann setzt sich in kurzem eine kohlenartige Masse ab, welche sowohl Wasser als Säuren stark färbt, und nach Ammoniak riecht. Wenn die Flasche nicht gut verkorkt ist, so bleibt bald nur eine kohlenartige Masse zurück, welche dem Wasser keine Farbe mehr giebt, die aber eine eigene Verbindung von Kohlenstoff und Stickstoff in fester Gestalt ist. Die Säure wird dabei in blausaures Ammoniak, welches bei Gelegenheit verdunstet, und in den erwähnten kohlenartigen Körper zerlegt; eine beständige Gasart hingegen wird dabei nicht gebildet.

Wenn Schwefel in blausaurem Gase erhitzt wird, so verschluckt derselbe das Gas, und wenn man ihn damit sättiget, erhält man eine feste Verbindung, von gelblicher Farbe und Spuren eines krystallinischen Gefüges, die sich in Wasser auflöst und die Bleisalze nicht fällt, mit den Alkalien, Erden und Metalloxyden aber zu eigenen, bis jetzt noch nicht untersuchten Salzen, verbindet.

Phosphor, in blausaurem Gase erhitzt, wird unverändert sublimirt. Leitet man das Gas über glühendes Eisen, so wird es gröſstentheils zerlegt; um das Eisen herum setzt sich Kohle ab, und dabei wird ein aus gleichen Maaſstheilen Wasserstoffgas und Stickstoffgas bestehendes Gasgemenge mit etwas unzersetzter Blausäure entwickelt, welches sich auffangen läſst. Das Eisen scheint hier denselben zerlegenden Einfluſs zu äuſsern, den es beim Ammoniakgas (m. s. S. 376.) zeigt. Wenn man Kalium in blausaurem Gase erhitzt, so absorbirt es das Gas und läſst eine Menge Wasserstoff zurück, welche der Hälfte des Volumens der Säure gleich ist. Die Blausäure wird dabei zerlegt, und das Kalium verbindet sich mit dem Radikal der Blausäure, dem Cyan, während der ganze Wasserstoff ausgeschieden wird. Die neue Verbindung,

das Cyan-Kalium, ist eine graue, poröse Masse, die sich schmelzen läſst und dabei gelblich wird. Sie löst sich in Wasser leicht und ohne Gasentwickelung auf; diese Lösung reagirt alkalisch.

Die Blausäure besteht nach Gay-Lussac's Analyse aus 3,65 Theilen Wasserstoff mit 96,35 Theilen eines eigenen, aus Stickstoff und Kohlenstoff zusammengesetzten Radikals, welches weiter unten beschrieben werden soll. Oder, wenn man seine Zusammensetzung nach dem Gewichte der Elemente bestimmt, aus 44,27 Theilen Kohlenstoff, 52,08 Theilen Stickstoff und 3,65 Theilen Wasserstoff. Verwandelt man diese Gewichte in Maaſstheile, und setzt dabei voraus, daſs das Kohlenoxydgas zur Hälfte seines Volumens aus Sauerstoffgas, zur andern Hälfte aber aus Kohlenstoff in Gasgestalt besteht; so ist die Blausäure aus gleichen Theilen Stickstoffgas, Wasserstoffgas und gasförmigen Kohlenstoff zusammengesetzt, die sich bei ihrer Vereinigung um Ein Volumen (oder um $\frac{1}{3}$ des Ganzen) zusammenziehen, so daſs aus 300 Theilen 200 Volumina Blausäure werden. Unter dieser Voraussetzung müſste das specifische Gewicht der Blausäure 0,936 betragen; Gay-Lussac fand es 0,9476, welches zwar von dem berechneten Resultate etwas abweicht, wohl aber von den Schwierigkeiten herrühren kann, die sich der Wägung eines unbeständigen Gases entgegenstellen.

Die Alkalien werden von der Blausäure reduzirt und ihr metallisches Radikal mit Cyan verbunden. Da aber das Radikal Gelegenheit findet, sich auf Kosten der Luft oder durch Einwirkung auch der schwächsten Säuren auf Kosten des Wassers zu oxydiren, so werden die Auflösungen dieser Verbindungen auf mehrerlei Weise zerstört, wenn sie der freien Luft ausgesetzt werden. Sie reagiren und schmecken alkalisch und folglich auch nach Blausäure, indem selbst das Reaktionsmittel und das Organ des Geschmacks die Oxydation des alkalischen Radikals und die Mischung der Blausäure herbeiführen. In fester Form behalten sie sich besser. Wenn die Blausäure sich mit Eisen vereinigt und Eisenblausäure darstellt, so werden die

Verbindungen beständiger und die alkalische Reaktion ganz vernichtet.

In einer höheren Temperatur wird das blausaure Gas vom kaustischen Baryt und kaustischen Kali zerlegt, und zwar auf die Weise, daſs, wenn man das Gas über diese Körper bei dunkler Rothglühhitze leitet, der Kohlenstoff und Stickstoff verschluckt, das Wasserstoffgas aber ausgeschieden wird. Die leichter zerlegbaren Oxyde hingegen werden bei der Glühhitze vom blausauren Gase reducirt, und die Metalle gekohlt, wobei Wasser, kohlensaures Gas und Stickstoffgas, oder mitunter auch Stickstoffoxydgas entwickelt wird.

Radikal der Blausäure. Stickstoff-Kohlenstoff. Cyanogène. Cyan.

Schon oben S. 228. ist angeführt worden, daſs der Stickstoff mit dem Kohlenstoffe sich verbinden könne und daſs die Kenntniſs dieses neuerlich von Gay-Lussac entdeckten Körpers mit der Lehre von der Blausäure in der nächsten Verbindung stehe. Nach Gay-Lussac's Angabe gewinnt man diesen Stoff am besten auf folgende Weise:

Eine Auflösung von Cyan-Quecksilber wird mit Quecksilberoxyd digerirt, um das etwa darin enthaltene Eisen daraus zu fällen. Man erhält dadurch eine Verbindung von Cyanquecksilber mit Quecksilberoxyd, welches letztere durch Zusatz von reiner Blausäure, neutralisirt werden muſs, worauf man es zum Krystallisiren abdampft. Das Angeschossene muſs strahlig, nicht schuppig sein, es wird gepulvert und bei mäſsiger Wärme getrocknet, bis es kein Wasser mehr giebt, worauf man es in eine kleine Retorte bringt und destillirt. Das trockne Cyan-Quecksilber enthält, wie wir gesehen haben, keine Blausäure mehr; denn sollte es auch in der Lösung wirklich noch eine Verbindung von Quecksilberoxyd mit Blausäure sein, so wird diese Verbindung im Augenblicke der Krystallisation zerstört, und die angeschossenen Kry-

stalle sind eine Verbindung von Quecksilber mit Cyan, welche bei noch stärkerer Erhitzung dunkler wird, schmilzt und so zerlegt wird, daſs der Cyan in Gasgestalt entweicht und im Quecksilberapparat aufgefangen werden kann, das Quecksilber aber in metallischer Gestalt übergeht und in der Vorlage sich sammelt. In der Retorte bleibt ein wenig Kohle zurück, welche Stickstoff enthält. Ein kleiner Theil des Salzes sublimirt sich unverändert. Es ist nothwendig, daſs alles Wasser ausgetrieben werde, ehe die Destillation ihren Anfang nimmt, weil sonst das Gas mit gasförmiger Kohlensäure, Stickstoffgas und unzersetzter Blausäure gemengt bleibt.

Der Cyan (Stickstoff-Kohlenstoff), ist eine beständige Gasart; er hat einen starken und durchdringenden Geruch, der sich nicht beschreiben läſst. Das Gas ist entzündlich und brennt mit einer blauen, mit Purpurroth vermischten Flamme. Sein specifisches Gewicht ist = 1,8064. Es wird bei höherer Temperatur nicht zerlegt. Das Wasser löst davon sein $4\frac{1}{2}$ faches Volumen auf und erhält davon einen stechenden Geschmack. Der Alkohol nimmt sein 23faches Volumen davon auf, und es wird selbst im Aether und Terpenthinöle aufgelöst. Es röthet das Lakmuspapier, doch verschwindet diese rothe Farbe wieder, wenn das Gas durch Erwärmung ausgetrieben wird. In Berührung mit Wasser wird es leicht zersetzt und dabei Kohlensäure und Stickstoffgas gebildet. Es zerlegt z. B. schwefelsaures Manganoxyd auf die Weise, daſs das Salz in Oxydulsalz verwandelt wird und dessen rothe Farbe verschwindet. Es läſst sich weder mit Schwefel, noch mit Phosphor unmittelbar verbinden. Mit Wasserstoffgas gemischt vereiniget es sich nicht mit diesem, nicht einmal wenn man einen elektrischen Funken durchgehen läſst. Mischt man es aber mit Sauerstoff, so wird es durch den elektrischen Funken entzündet und explodirt stark.

Wenn man das Gas über glühendes Eisen leitet, so wird es zerlegt, indem der Kohlenstoff sich an das Eisen absetzt, das Stickstoffgas aber frei wird. Ueber Kup-

fer, Gold oder Platin bei schwacher Glühhitze geleitet, wird es nicht zersetzt. Erhitzt man Kalium im Cyangase, so entzündet es sich und glüht, wobei das Gas verschluckt wird und sich mit dem Metalle zu demselben Körper verbindet, der, wie oben erwähnt, gebildet wird, wenn man Kalium im blausauren Gase erhitzt. — Leitet man dasselbe über ein glühendes Metalloxyd, z. B. über Kupferoxydul, so erhält man kohlensaures Gas und Stickstoffgas, wovon das erstere, dem Volumen nach, genau doppelt soviel, als das letztere, ausmacht.

Der Cyan besteht aus 1 Volumen Stickstoffgas und 1 Volumen gasförmigem Kohlenstoffe, die sich bei ihrer Vereinigung zu einem einzigen Volumen zusammenziehen. Dem Gewichte nach besteht er aus 45,97 Theilen Kohlenstoff und 54,06 Theilen Stickstoff.

Der Cyan hat schwache Eigenschaften einer Säure, so daſs er nicht allein die Lakmustinktur röthet, sondern auch dann und wann, besonders bei höherer Temperatur, die Kohlensäure aus Alkalien austreibt. Bringt man ihn mit einer Aetzkali-Lauge in Berührung, so wird derselbe sogleich in Menge eingesogen, aber zugleich auch gröſstentheils zerlegt, und das Liquidum, im Verhältnisse der Sättigung, gelb, röthlichbraun, dunkelbraun und zuletzt gleichsam verkohlt. Diese Lösung fällt kein Berlinerblau aus den Eisensalzen, wenn in diesen nicht die Säure vorherrscht, wo dann, von dem noch unzerlegten Cyan, etwas Blausäure erzeugt wird; wenn man dieser Verbindung z. B. Salzsäure zusetzt, so wird mit heftigem Brausen kohlensaures Gas entwickelt, und der Geruch von Blausäure bemerkbar, und wenn die Flüssigkeit etwa mit kaustischem Kali übersättiget wird, so riecht sie nach Ammoniak. — Gay-Lussac hat durch schöne Versuche bewiesen, daſs sich diese Körper nicht vorher schon in der Flüssigkeit befinden, daſs z. B. Kalkwasser und Barytwasser nicht davon gefällt werden; daſs in einem Gemenge mit ungelöschtem Kalke kein Ammoniakgeruch entsteht, sondern daſs erst dann, wenn eine Säure zugesetzt wird und der Cyan seine Verbindung mit dem Alkali

aufgiebt, eine gegenseitige Zersetzung des Wassers und des Cyans eintritt, bei welcher Kohlensäure, Blausäure und Ammoniak, und zwar alle drei, nach Gasgestalt berechnet, zu gleichen Maafstheilen gebildet werden.

Der Cyan wird von den Schwefelalkalien sowohl auf nassem Wege, als auch bei höherer Temperatur eingesogen, ohne dafs der Schwefel dabei ausgetrieben wird. Mit dem Schwefelwasserstoffe bildet er denselben Körper, welchen man erhält, wenn der Schwefel blausaures Gas verschluckt. Der Cyan verbindet sich dabei, dem Volumen nach, mit $1\frac{1}{2}$ Mal soviel Schwefelwasserstoff.

Mit wasserhaltiger Salzsäure giebt er eine eigene sehr interessante Verbindung, die unter dem Namen der oxydirten Blausäure bekannt ist, deren Eigenschaften insgesammt aber man bisher noch nicht zuverlässig auszumitteln vermocht hat. Man erhält diese Verbindung, wenn man Salzsäure-Superoxydul oder Chlor auf Blausäure wirken läfst, wo der Wasserstoff der letztern mit dem Sauerstoffe des Superoxyduls sich verbindet und wasserhaltige Salzsäure bildet, die sich wieder mit dem Stickstoff-Kohlenstoff vereiniget. Nach der neuen Ansicht ist sie eine Verbindung von Cyanogen mit Chlor-Wasserstoff, oder von Cyan-Wasserstoff mit Chlor. Man hat sie Chloro-Cyansäure genannt. Sie ist sehr flüchtig und verdunstet leicht, kann aber doch vom Wasser aufgelöst und zurückgehalten werden. Sie hat einen höchst reizenden und durchdringenden Geruch, erregt ein unangenehmes Gefühl in der Nase und bringt die Augen zum Thränen; sie röthet das Lakmuspapier, läfst sich nicht entzünden und verbindet sich begierig mit den Alkalien. Sie besitzt, wie die Verbindung des Salzsäure-Superoxyduls mit ölbildendem Gas und mit Aether, die Eigenschaft, dafs ihre Auflösung in Wasser das salpetersaure Silberoxyd nicht niederschlägt, was salzsaure Flüssigkeiten sonst thun. Verbindet man sie aber erst mit Alkalien, durch welche die Säuren von einander geschieden werden, so wird das Silbersalz reichlich von der Salzsäure gefällt. Uebrigens verhält sich die Verbindung der

Doppelsäure mit Alkali wie ein Gemisch eines salzsauren Salzes mit cyanhaltigem Alkali, weil beim Zusatze einer Säure durch den Cyan im Augenblicke der Entwickelung Kohlensäure, Blausäure und Ammoniak hervorgebracht wird. — Gay-Lussac schliefst aus seinen Versuchen, daſs die Doppelsäure aus 1 Volumen Salzsäure-Superoxydul und 1 Volumen blausaurem Gase oder aus 2 Volumina salzsaurem Gase mit 1 Volumen Cyan, bestehe. — Das Jodsuperoxyd wirkt nicht unmittelbar auf den Cyan, wenn man aber Cyansilber mit Jodsuperoxyd vermischt und gelinde erhitzt, so nimmt das Gemenge eine gelbe Farbe an, und es sublimiren sich weiſse Nadeln, welche, nach Wöhler's Versuchen, Jod-Cyan sind. Sie lösen sich in Wasser auf, die Lösung färbt die Stärke nicht. Mit Kali gesättigt giebt sie Cyankalium und oxydirt jodsaures Kali. Werden die Krystalle mit Quecksilber in Berührung gesetzt, so entsteht jodsaures Quecksilber, und Cyan wird entbunden. Schwefelwasserstoff wird davon zerlegt, der Schwefel wird ausgeschieden, und jodsaures Gas nebst Blausäure gebildet.

Gay-Lussac hat den hier beschriebenen Säuren eigene Namen beigelegt; den Stickstoff-Kohlenstoff hat er Cyanogène (von κύανος, blau) genannt. Er hat diese, den Namen verschiedener einfacher Körper *gleichförmig* gebildete Benennung deſshalb gewählt, weil er an diesem zusammengesetzten Körper mehrere Merkmale einfacher Körper zu finden glaubte, besonders wenn er denselben mit dem Chlor verglich. Die Verbindungen des Cyans mit Alkalien, Erden und Metalloxyden, sowie dessen Verbindungen mit den Metallen selbst, nennt er Cyanures; so ist z. B. die Verbindung, welche man erhält, wenn Kalium den Cyan verschluckt, eben so gut eine Cyanure, als diejenige es ist, wo das Kali diesen Stoff einsaugt. — Die Blausäure nennt er *Acide hydrocyanique*, so wie bei ihm die Salzsäure *Acide hydrochlorique* heiſst, und die blausauren Verbindungen nennt er *Hydrocyanates*.

Schwefel-Blausäure. Schwefelcyan-Wasserstoff.

Man gewinnt diese Säure auf folgende Weise. Gleiche Theile krystallisirtes eisenhaltiges blausaures Kali oder richtiger, Cyaneisen mit Cyankalium und Schwefelblumen werden in einem Glaskolben bei gelinder Hitze über die Flamme einer Spirituslampe in einer dem Glühen nahe kommenden Hitze zusammengeschmolzen. Die erkaltete Masse wird mit Wasser übergossen und die nachher filtrirte Lösung mit ein wenig Aetzkali versetzt, so lange sich noch etwas Eisenoxydul niederschlägt, dann aber wieder filtrirt. Die farbenlose Flüssigkeit wird zur trocknen Masse abgedampft, dann mit so wenig Wasser, als möglich, wieder aufgelöst, mit einer concentrirten Auflösung von Phosphorsäure in einer Glasretorte gemischt und destillirt. Dabei erhält man in der Vorlage eine farbenlose Säure von einem stark sauren Geschmacke und stechend saurem Geruche, deren specifisches Gewicht bis zu 1,022 gehen kann. Sie kocht bei + 103° und krystallisirt bei — 10°. Wenn man statt der Phosphorsäure beim Destilliren Schwefelsäure anwendet, erhält man das Destillat mit schweflichter Säure verunreiniget.

Man kann diese Säure in verdünntem Zustande am leichtesten erhalten, wenn man die vorhin erwähnte Auflösung der Kaliverbindung mit einer Auflösung von salpetersaurem Silberoxyd oder von salpetersaurem Quecksilberoxydul niederschlägt, den Niederschlag gut aussüſst, und ohne ihn vorher zu trocknen, mit Wasser ausrührt und Schwefel-Wasserstoffgas hineinleitet. Der Niederschlag wird dann in ein Schwefelmetall verwandelt und die Schwefelblausäure in dem Wasser aufgelöst. Man scheidet den Ueberschuſs an Schwefelwasserstoff entweder durch gelindes Abdampfen ab, oder durch eine Portion des noch vorräthigen Niederschlags, welchen man in kleinen Gaben auf einmal zusetzt, bis der hepatische Geruch verschwunden ist.

Diese Säure besitzt keine von den Eigenschaften der Blausäure mehr; sie giebt keine Doppelsalze mit dem Eisenoxydul; ihre Salze sind farbenlos und die meisten im Alkohol löslich. Die ausgezeichnetste Eigenschaft derselben ist, daſs sie mit den Eisenoxydsalzen eine blutrothe Farbe giebt, die in neutralen Auflösungen so stark ist, daſs selbst kleine Quantitäten dieser Säure durch diese Farbenveränderung entdeckt werden können. Sie wird sogar in Berührung mit Körpern organischen Ursprungs, z. B. Papier, Kork u. s. w., durch das Eisen, welches diese enthalten, geröthet.

Wenn man diese Säure sich selbst überläſst, so zersetzt sie sich nach und nach, und bildet eine braune Flüssigkeit, aus welcher sich ein unten zu beschreibender gelber Körper niederschlägt. Vom Salzsäure-Superoxydul wird sie zerlegt, und der gelbe Körper nebst Blausäure daraus entwickelt. Von der elektrischen Säule wird sie so zersetzt, daſs sich am positiven Pole Schwefel absondert, am negativen Pole hingegen viel Gas entweicht. Sie ist für Thiere ein Gift, doch in weit geringerem Grade, als die Blausäure.

In dieser Säure ist der Wasserstoff mit einem zusammengesetzten Radikal verbunden, das wir noch nicht in isolirter Form haben darstellen können, welches wir aber, da es auch in Verbindung mit anderen Körpern erhalten wird, Schwefel-Cyan nennen. Die Säure enthält davon 98,32 Theile und 1,68 Theile Wasserstoff.

Wenn man versucht Schwefelcyan-Quecksilber, auf die nämliche Art wie das Cyan-Quecksilber, durch Hitze zu zerlegen, so bekommt man den Schwefelcyan nicht, sondern es werden Schwefelquecksilber und Cyangas erzeugt. Hoffentlich wird doch in der Zukunft eine Methode zu seiner Darstellung in isolirter Form entdeckt werden.

Der Schwefelcyan besteht aus gleichen Vol. Stickstoff, Kohlenstoff und Schwefel, oder, dem Gewichte nach, aus 20,63 Theilen Kohlenstoff, 24,28 Theilen Stickstoff und 55,09 Theilen Schwefel. Berechnet man darnach die Be-

standtheile der Schwefelblausäure, so findet man, daſs sie von gleichen Vol. Wasserstoff, Stickstoff, Kohlenstoff und Schwefel zusammengesetzt ist, d. h. sie besteht, dem Gewichte nach, aus 1,68 Theilen Wasserstoff, 23,85 Theilen Stickstoff, 20,30 Theilen Kohlenstoff und 54,17 Theilen Schwefel.

Diese Säure wurde schon vor längerer Zeit von Rink entdeckt, als derselbe einige von Winterls Angaben über die Blutlaugensalze untersuchte. Er fand, daſs die Verbindung dieser Säure mit Kali aus der gewöhnlichen gebrannten Blutlaugenmasse mittelst Alkohols ausgezogen, und die Säure dann durch Destilliren mit Schwefelsäure ausgeschieden werden könne. Diese Angabe erregte indessen lange keine Aufmerksamkeit, bis sie von Bucholz bestätiget wurde und bis Porret endlich fand, daſs die Säure aus den Bestandtheilen der Blausäure und aus Schwefel zusammengesetzt sei, und man ihre Salze durch Behandlung der Blutlaugensalze mit Schwefel erhalten könne.

Cyanschwefel-Wasserstoff.

Wenn die Schwefelblausäure in Berührung mit der Luft gekocht oder destillirt wird, so setzt sich ein gelbliches Pulver, gefälltem Schwefel ähnlich, daraus ab. Dieses Pulver bildet sich auch nicht selten, wenn Cyanmetalle mit Schwefel in der Hitze behandelt werden, wo es sich dann unter den Destillationsprodukten einmengt. Schon Vogel hatte bemerkt, daſs es nicht bloſs Schwefel, sondern auch Kohle enthält. Wir verdanken aber Wöhlern eine nähere Kenntniſs davon. Wenn man Schwefelcyan-Quecksilber im Minimum in Schwefel-Wasserstoffgas oder in salzsaurem Gas gelinde erhitzt, so wird es zerlegt, man erhält entweder Schwefelquecksilber oder salzsaures Quecksilberoxydul, und in den kälteren Theilen des Gefäſses setzten sich Tropfen einer Flüssigkeit ab. Diese Tropfen sind im ersten Augenblicke farbenlos und scheinen wasserfreie Schwefelblausäure zu sein.

Nach wenigen Augenblicken werden sie aber gelblich, indem sie zu durchsichtigen, sternförmig zusammengehäuften kleinen Krystallen erstarren. Diese Krystalle zersetzen sich nach und nach von selbst, es entbindet sich blausaures Gas und eine pomeranzengelbe, undurchsichtige Masse bleibt zurück, welche in Wasser unauflöslich ist und ein nicht krystallinisches Pulver darstellt. Es ist ganz die nämliche Substanz, die sich während des Kochens der Schwefelblausäure niederschlägt. Wenn dieses Pulver erhitzt wird, so giebt es erst Schwefel, wird schwarz, und verglimmt wie Kohle. Wöhler sieht es als eine Verbindung von Blausäure mit vielleicht doppelt soviel Schwefel, wie in der Schwefelblausäure, an, weil es sich durch Ausscheidung eines Theils der Blausäure bildet. Dafs der gelbe Körper Wasserstoff enthält, und eine wirkliche Wasserstoffsäure ist, scheint daraus zu erhellen, dafs wenn man ihn in Berührung mit Kalium erhitzt, so verbindet er sich unter Feuererscheinung mit dem Kalium, Wasserstoffgas wird entbunden und ein Gemenge von Schwefelkalium mit Schwefelcyan-Kalium hervorgebracht.

Man kennt das Radikal dieser neuen Wasserstoffsäure noch nicht im isolirten Zustande; wir werden es indessen aber Cyanschwefel und die Verbindung mit Wasserstoff Cyanschwefel-Wasserstoff nennen. Der Cyanschwefel-Wasserstoff ist als Säure betrachtet sehr schwach; wenn man ihn mit Basen vereiniget, bringt er Cyanschwefel-Metalle hervor, welche wenig untersucht sind. Wenn sie erhitzt werden, entweicht die Hälfte des Schwefels, und Schwefelcyan-Metalle entstehen.

Hydrothionsäure. Schwefel-Wasserstoffsäure.

Es ist schon oben S. 189. erwähnt worden, dafs das Schwefel-Wasserstoffgas, dessen Verhalten und Zusammensetzung dort beschrieben wurde, das Lakmuspapier röthe und sich in allen Stücken wie eine Säure verhalte. Man hat ihm defshalb den Namen der Hydrothionsäure gegeben, auch *Acide hydrosulphurique*, Schwe-

fel-Wasserstoffsäure, genannt. Mit den Alkalien und Erden giebt sie eigene, ungefärbte, krystallisirbare Verbindungen und schlägt die meisten Metalle nieder. Der Wasserstoff wird in allen diesen Fällen zu Wasser oxydirt, und es entstehen Schwefelmetalle, welche, jedes bei seinem Radikal, beschrieben werden sollen.

Salze.

Unter Salz verstehen wir eine Verbindung einer Säure mit einem Alkali, einer Erde, oder einem Metalloxyde. Sonst nannte man die meisten im Wasser löslichen Körper Salze, z. B. Säuren, Alkalien, Zucker u. s. w.

Man theilt die Salze ein in alkalische, Erd- und Metall-Salze. Die Beschreibung der letztern kommt erst bei Abhandlung der Metalle vor. Das Alkali, die Erde oder das Metalloxyd, die ein Salz bilden helfen, nennt man die Basis des Salzes, und nach ihr wird letzteres genannt, dergestalt, daſs man derselben den Namen der Säure als Beiwort vorausschickt. So z. B. nennt man eine Verbindung der Schwefelsäure mit Kali: schwefelsaures Kali; mit Eisenoxydul, schwefelsaures Eisenoxydul, und des Kali's mit schweflichter Säure, schweflichtsaures Kali.

Wenn eine Säure nach und nach mit kleinen Gaben einer Basis, z. B. eines Alkali's gemischt wird, so tritt endlich ein Augenblick ein, wo die Säure ihren sauren Geschmack und die Eigenschaft, das Lakmuspapier zu röthen, das Alkali aber seinen Laugengeschmack und seine Wirkung auf gelbe, rothe oder blaue Pflanzenfarben, verloren hat. Man erkennt nun weder die Säure, noch das Alkali mehr, und die neue Verbindung hat einen eigenen, unbehaglichen Geschmack angenommen, der oft das ist, was wir salzig nennen, aber nach Beschaffenheit der Bestandtheile veränderlich, und bald bitter, bald stechend, zusammenziehend, süſs, metallisch u. s. w. ist. Man nennt

dann die Bestandtheile des Salzes **gesättiget** oder **neutralisirt** *).

Um bei einer solchen Sättigung den Sättigungspunkt zu bestimmen, bedient man sich Papierstreifen, die mit verschiedenen reagirenden Pflanzenfarben gefärbt sind. Indessen erhält man auf diese Weise niemals ein absolut neutrales Salz, weil man immer etwas zuviel von einem der Bestandtheile zusetzt. Das völlig neutrale Salz gewinnt man in den meisten Fällen durch Abdampfen zur Krystallisation, wo dann die genau gesättigte Verbindung anschiefst. Manche Salze haben indessen die Eigenschaft zu krystallisiren nicht, und diese trocknen entweder zu einer weifsen Salzmasse, oder zu einem halb durchsichtigen gummiartigen Firnisse ein. Andere hingegen sind im Wasser gänzlich unauflöslich.

Gewisse Salze haben die Eigenschaft, mit einem bestimmten Ueberschusse von Säure zu krystallisiren. Diese schmecken sauer, reagiren wie Säuren, und werden daher **saure Salze** genannt. In denselben sind die Basen gemeiniglich entweder mit $1\frac{1}{2}$ oder mit 2, 3, 4 mal soviel Säure, als im neutralen Salze vereiniget, und soviel man bis jetzt gefunden hat, giebt es zwischen diesen keine Zwischenstufen. **Wollaston** hat einen sehr einfachen Versuch angegeben, wodurch sich diese *Multipla* in der Zusammensetzung der sauren Salze beweisen lassen. Man wägt z. B. zwei gleiche Theile saures kleesaures Kali ab, verbrennt den einen Theil zu Asche und sättiget dann den anderen damit, welcher dadurch völlig neutralisirt wird. — Von dieser Art der Salze sind z. B. das saure schwefelsaure Kali, das saure weinsteinsaure Kali *(Cremor tartari)* u. m. a.

Andere Salze haben das Eigenthümliche, dafs sie mit

*) Ich mufs hierbei bemerken, dafs **sättigen** sich viel ausgedehnter anwenden läfst, als **neutralisiren**. So kann man sagen, dafs Wasser mit einem Salze gesättiget, nicht aber, dafs es damit neutralisirt sei. Das letztere wird daher nur von der gegenseitigen Sättigung der Säuren und Basen gebraucht.

einem Ueberschuſs an Basis krystallisiren oder niedergeschlagen werden. Diese nennt man basische, oder mit Basis übersättigte Salze. Dergleichen sind das basische boraxsaure Natron (Borax) und das basisch kohlensaure Kali (Kali in dem Zustande, in welchem es in der gereinigten Potasche sich vorfindet). In den basischen Salzen ist die Säure mit 1½, 2, 3, 4, 6 bis 12 mal soviel Basis gesättiget, als sie im neutralen Salze von derselben Basis aufnimmt. Aus der Sättigungs-Capacität der Säure, verglichen mit ihrem Sauerstoffgehalte, lassen sich die Verhältnisse berechnen, in welchen sie mit Basis übersättiget werden kann, oder nicht. Z. B. die Schwefelsäure und überhaupt alle diejenigen Säuren, welche in ihren neutralen Verbindungen dreimal soviel Sauerstoff als die Basis enthalten, können nicht 2 oder 4 mal soviel Basis aufnehmen, als sich im neutralen Salze befindet, sondern nehmen 1½, 3, 6 und 12 mal soviel davon auf. Dagegen können solche Säuren, welche doppelt oder 4 mal soviel Sauerstoff als die neutralisirende Basis enthalten, in den basischen Salzen nicht das 1½ oder 3 fache von der im neutralen Salze befindlichen Basis aufnehmen, sondern verbinden sich stets mit der 2, 4 oder 8 fachen Menge dieser Basis. Die Ursache davon liegt darin, daſs, mit Ausnahme höchst weniger, noch nicht entschiedener Fälle, zwei oxydirte Körper sich immer so mit einander verbinden, daſs der Sauerstoffgehalt des einen ein Multiplum nach einer ganzen Zahl vom Sauerstoffgehalte des anderen Oxyds ist. Dieſs würde aber nicht eintreffen, wenn z. B. die Schwefelsäure in ihren basischen Salzen zweimal soviel Basis als im neutralen aufnehme.

Zuweilen verbindet sich eine Säure mit zwei Basen, zuweilen auch eine Base mit zwei Säuren. Dergleichen Salze nennt man Doppelsalze. Von dieser Art sind der Alaun, aus schwefelsaurem Kali und schwefelsaurer Thonerde bestehend; das Seignettesalz, aus weinsteinsaurem Kali und weinsteinsaurem Natron zusammengesetzt u. m. a. Die Doppelsalze, welche aus zwei Basen mit

einer Säure bestehen, sind die gewöhnlichsten und werden Doppelsalze mit einer Säure genannt, diejenigen, welche eine Basis mit zwei Säuren enthalten, nennt man Doppelsalze mit einer Basis. Wenn solche Doppelsalze einen eigenen bestimmten Namen haben, so bedient man sich desselben gern, um einer langen, oft übel klingenden, aus mehreren Worten zusammengesetzten Benennung auszuweichen; z. B. Alaun für schwefelsaure Kali-Thonerde, Seignettesalz für weinsteinsaures Kali-Natron. Von mehr als dreifach zusammengesetzten Salzen hat man keine richtig untersuchte Beispiele.

Die Menge verschiedener Basen, welche zur Sättigung einer gewissen Säure erforderlich ist, steht immer in einem bestimmten Verhältnisse mit denjenigen Quantitäten derselben Basen, die zur Sättigung einer anderen Säure erfordert wird, so daſs man von den bekannten Mengen der Bestandtheile in einigen Salzen einen ziemlich sicheren Schluſs auf ihre Mengen in anderen Salzen machen kann, wo man sie vorher nicht kannte. So verhält sich z. B. die Menge Kali, welche 100 Theile Schwefelsäure sättiget, zu der Menge Natron, welche eben so viele Theile dieser Säure sättiget, wie sich das Kali zu dem Natron verhält, welche beide 100 Theile Salzsäure sättigen. Der Grund davon ist, daſs die Säuren für alle Basen einerlei Sättigungs-Capacität besitzen, d. h. mit anderen Worten: daſs die Mengen der verschiedenen Basen, welche zur Sättigung einer gegebenen Gewichtsmenge von einer und derselben Säure erforderlich sind, immer dieselbe Menge Sauerstoff enthalten müssen. Wenn nun z. B. die Sättigungs-Capacität der Schwefelsäure 19,96, die der Salzsäure aber 29,184 beträgt; so folgt daraus, daſs diejenige Menge Kali, welche 19,96 Sauerstoff enthält, zu einer Menge Natron, Baryterde oder irgend einer anderen Basis, deren Sauerstoffgehalt 19,96 ist, sich verhalten müsse, wie eine 29,184 Sauerstoff haltende Menge Kali sich verhält zu einer Menge Natron oder irgend

gend einer anderen Basis, welche 29,184 Sauerstoff enthält. Daher kommt es, daſs zwei in Wasser aufgelöste neutrale Salze, wenn man sie mit einander mischt, ihre Neutralität beibehalten, selbst wenn sie einander zerlegen.

Es ist klar, daſs wenn man die Sättigungs-Capacität einer Säure kennt, sich leicht berechnen läſst, wieviel dieselbe von jedem oxydirten Körper, dessen Sauerstoffgehalt bekannt ist, aufnimmt, um mit demselben eine neutrale Verbindung zu bilden, und das Resultat dieser Berechnung ist immer zuverlässiger, als das Resultat einer unmittelbaren Analyse, weil die Berechnung sich auf solche Analysen gründet, die am leichtesten das sicherste Resultat geben können. Das Einzige, was sich bei einem Salze nicht berechnen läſst, ist sein Gehalt an Krystallwasser, der durch Versuche gefunden werden muſs; und obschon der Sauerstoffgehalt dieses Wassers immer ein Multiplum und selten ein Submultiplum vom Sauerstoff der Basis ist, so ist doch dieses Multiplum bei den verschiedenen Salzen, welche eine Basis bilden kann, sehr veränderlich.

Jede Säure kann mit jeder Basis ein Salz geben. Dennoch findet man eine und die andere Ausnahme davon, indem z. B. die Thonerde sich nicht mit der Kohlensäure verbinden kann. Die Anzahl der einfachen Salze findet man daher, wenn man die Zahl der Säuren mit der Zahl der Basen multiplicirt; diese Anzahl kann sich aber durch die Doppelsalze unendlich vergröſsern. Man giebt sie über 2000 an. Der kleinste Theil dieser Salze ist untersucht, und manche Salze, welche möglich sind, haben vielleicht niemals existirt. Deswegen sind sehr viele darunter ohne sonderliche Erheblichkeit und verdienen keine besondere Beschreibung.

Manche chemische Schriftsteller theilten die Salze nach den Säuren, andere nach den Basen ein. Dieſs ist in Hinsicht der alkalischen Salze ziemlich gleichgültig; die Erdsalze aber, und vorzüglich die Metallsalze, werden mehr durch die Basis, als durch die Säure charakterisirt; ich werde sie daher nach den Basen aufführen.

Man hat ferner die Salze eingetheilt in Neutralsalze, in welchen die Säure und Basis einander auf das vollkommenste gesättiget haben, welches bei den alkalischen und den meisten Erdsalzen der Fall ist; und in Mittelsalze, worin die Säure nicht so vollständig mit Basis gesättiget ist, daſs sie als Säure zu reagiren aufhörte; von welcher Art mehrere Erdsalze und die meisten Metallsalze sind. Dieser Eintheilung folgt man indessen jetzt nicht mehr, sondern rechnet gewöhnlich alle Salze zu den neutralen, in welchen der Sauerstoff der Säure und Basis in demselben Verhältnisse steht, welches in den neutralsten Verbindungen statt findet, die eine Säure mit den Alkalien oder alkalischen Erden geben kann. So betrachten wir z. B. den Alaun als ein neutrales Salz, wiewohl derselbe stark als Säure reagirt, weil der Sauerstoff der Schwefelsäure, wie im neutralen schwefelsauren Kali und Natron, dreimal soviel beträgt, als der Sauerstoff der Basen zusammengenommen. Allein die Thonerde hebt, als eine der schwächeren Basen, nicht alle Eigenschaften der Säure auf, und dadurch behält der Alaun das Eigene, daſs er sauer schmeckt und das Lakmuspapier röthet.

Wir werden nun einen Blick auch auf die Verbindungen der Wasserstoffsäuren und Basen werfen. Die Chemiker sind nicht einig, ob die Wasserstoffsäuren sich mit Basen verbinden können oder nicht, und es scheint auch nicht möglich zu sein, diese Frage mit völliger Sicherheit zu entscheiden. So viel ist doch ausgemacht, daſs, wenn sie existiren oder nicht, die Erscheinungen in beiden Fällen die nämlichen sind, so daſs es gleichgültig sein kann, ob man die Existenz solcher Salze annimmt oder nicht, nur daſs man immer mit der angenommenen Meinung in Consequenz steht. Mir scheint es die Erklärungen sehr zu erleichtern, wenn man die Existenz solcher Verbindungen nicht annimmt, obschon ich nicht läugnen kann, daſs es einige Fälle giebt, welche für ihre Existenz sehr zu sprechen scheinen. Ich werde indessen die hauptsächlichen Gründe dagegen anführen. Gay-

Lussac fand, daſs wenn man z. B. Quecksilberoxyd mit concentrirter Blausäure in Berührung brachte, sich Wasser entband und ein Körper erhalten wurde, den wir vorher für blausaures Quecksilberoxyd hielten, welcher aber, wie wir nun durch Gay-Lussac's Untersuchungen wissen, weder Sauerstoff noch Wasserstoff enthält, und also im eigentlichen Sinne kein Salz ist, obgleich er den Verbindungen des Quecksilberoxyds mit Sauerstoffsäuren höchst ähnlich ist. Mischt man Quecksilberoxyd mit wässriger Blausäure, so sieht man freilich die Abscheidung des Wassers nicht mehr, aber wenn man die Auflösung zur Krystallisation abdampft, so erhält man doch die erwähnte Verbindung, worin weder Sauerstoff noch Wasserstoff enthalten sind. Es ist daher ausgemacht, daſs die Blausäure, d. h. der Cyan-Wasserstoff, das Quecksilberoxyd zerlegt. Der Wasserstoff der Säure bildet sich mit dem Sauerstoff des Oxyds, und das Cyan mit dem Quecksilber, ganz wie es mit Quecksilberoxyd und Schwefel-Wasserstoff geschehen würde, nur mit dem Unterschiede, daſs das Cyan-Quecksilber sich in Wasser auflöst, da hingegen das Schwefel-Quecksilber unauflöslich ist. Ob nun bei der Auflösung des Cyan-Quecksilbers in Wasser dieses zerlegt und ein blausaures Quecksilberoxyd gebildet wird, können wir nicht errathen, aber dieses kann für jetzt ganz gleichgültig sein, denn die Verwandtschaft, die dabei wirken sollte, ist so schwach, daſs sie von der Tension des Wassers in offener Luft ganz überwunden wird, man kann daher sagen, daſs die Zersetzungen und wieder Zusammensetzungen des Wassers mit einer solchen Leichtigkeit vor sich gehen, als ob sie gar nicht statt fänden. Wenn man Schwefelblausäure, welche eine stark und rein saure Flüssigkeit ist, mit kohlensaurem Kali neutralisirt, so zeigen sich die Erscheinungen ganz so, wie mit jeder anderen sauerstoffhaltigen Säure. Die Kohlensäure entweicht mit Aufbrausen, und die saure Reaction wird bei jedem Zusatz von Kali vermindert, bis die Flüssigkeit endlich völlig neutral wird. Wenn die Flüssigkeit hinlänglich concentrirt ist, setzt sie

40 *

ein krystallisirtes Salz ab, welches dem Salpeter so ähnlich ist, daſs man es wohl für Salpeter nehmen könnte. Diese Krystalle haben einen stechenden, schwach salzigen Geschmack, ganz wie der Salpeter, sie schmelzen leicht ohne Wasser zu geben, und wenn die geschmolzene Masse vor der Luft geschützt ist, kann sie geglüht werden ohne sich zu zersetzen. Aber dieser so auſserordentlich salzähnliche Körper enthält gar keinen Sauerstoff, sondern ist die Verbindung von Kalium mit Schwefelcyan. Die Schwefelblausäure ist daher bei der Sättigung zerlegt worden, ihr Wasserstoff verband sich mit dem Sauerstoff des Kali's, und es entstand ein auflösliches Schwefel-Cyankalium. Alle diese Umstände zeigen, wie wenig die mit den Salzen analoge Natur des Kochsalzes, des salzsauren Bleies u. a. Verbindungen der Salzsäure als ein Beweis gegen die Einfachheit des Chlors angesehen werden können.

Aber ich will noch ein Beispiel anführen. Das krystallisirte sogenannte eisenblausaure Kali enthält gerade die Menge Wasser, die nöthig ist, um, mit dem darin befindlichen Kalium und Eisen, Kali und Eisenoxydul, und mit dem Cyan Blausäure zu bilden. Dieses Wasser verfliegt aber bei der gewöhnlichen Temperatur der Luft, wenn diese sehr trocken ist, oder im luftleeren Raume, und hinterläſst eine Verbindung von Cyaneisen mit Cyankalium, die ganz wie ein gewöhnliches fatiscirtes Salz aussieht. Wäre es wohl zu vermuthen, daſs der Sauerstoff aus dem Kali und der Wasserstoff aus der Säure nur durch Aufhebung des Drucks der Atmosphäre, oder durch Abwesenheit des Wasserdampfs in der Luft davon zu trennen wären, und ist es nicht wahrscheinlicher, dieses Wasser als Krystallwasser zu betrachten?

Alle diese Erscheinungen zeigen zur Genüge, daſs es für die meisten Fälle weit wahrscheinlicher ist, daſs die Wasserstoffsäuren sich nicht mit den Basen als solchen verbinden, sondern daſs sie davon zerlegt werden. Die sauren Eigenschaften dieser Säuren bestehen daher nicht darin, daſs sie die Basen sättigen, sondern daſs sie diese

als Basen vernichten. Es folgt daraus, dafs die Eigenschaft sauer zu sein, weder an den Stoff noch an die Verbindungsart gebunden ist, sondern nur einen der basischen Eigenschaft entgegengesetzten Zustand andeutet. Bei den Wasserstoffsäuren ist sie daher auf einmal in der grofsen Oxydirbarkeit des Wasserstoffs und in der Verwandtschaft des Säureradikals zum Radikal der Basis gegründet. Daher kommt es, dafs das Radikal einer Wasserstoffsäure entweder sehr wenig oder gar nicht saure Eigenschaften zeigt, weil es ohne Beihülfe des Wasserstoffs die Basen nicht desoxydiren kann.

Endlich mufs ich auch einige Bemerkungen über die Verbindungen der Wasserstoffsäuren mit Ammoniak anführen. — Wenn das Ammoniak keinen Sauerstoff enthält, so kann natürlicherweise seine Verbindung mit einer Wasserstoffsäure nicht in einer Wasserbildung durch die gegenseitige Zersetzung der Säure und der Base bestehen; es scheint dann, als würden wir wenigstens mit dem Ammoniak wasserstoffsaure Verbindungen haben. Wir werden aber weiter unten sehen, dafs der durch Beihülfe der Elektricität oder des Kalium-Amalgams aus dem Ammoniak erhaltene metallische Körper, das Ammonium, aller Wahrscheinlichkeit nach aus Ammoniak mit noch $\frac{1}{3}$ soviel Wasserstoff, als es vorher enthält, zusammengesetzt ist. Wenn aber eine Wasserstoffsäure mit Ammoniak neutralisirt wird, so enthält die Säure genau das Drittel an Wasserstoff, welches mit dem Ammoniak Ammonium bildet, und was als ein wasserstoffsaures Ammoniaksalz im ersten Augenblicke erschien, ist in der That eine Verbindung von Ammonium mit dem Radikal der Wasserstoffsäure. Ich werde bei dem Schwefel-Ammonium zu diesem Gegenstand zurückkommen.

Wenn wir die Verbindungen von Sauerstoffsäuren und Basen mit denen von Wasserstoffsäuren und Basen vergleichen, so finden wir unter ihnen eine so höchst auffallende Aehnlichkeit, dafs es oft nicht, ohne ihren natürlichen Eigenschaften Gewalt zu thun, möglich ist, sie in verschiedene Klassen zu ordnen. In der Theorie liegt

aber eine aufserordentlich grofse Verschiedenheit zwischen Verbindungen oxydirter Basen mit Sauerstoffsäuren, und denen von brennbaren Körpern mit den ebenfalls brennbaren Radikalen der Wasserstoffsäuren. Es möchte daher in der Theorie etwas enthalten sein, was von der Natur verleugnet wird.

Dulong hat diesen Widerspruch dadurch zu heben versucht, dafs er alle wasserhaltigen Säuren als Wasserstoffsäuren betrachtet, indem er den Sauerstoffgehalt des Wassers der Säure zurechnet und daraus, mit dem Sauerstoffe und dem brennbaren Radikal der Säure, das zusammengesetzte Radikal einer Wasserstoffsäure macht. So z. B. wäre, nach ihm, die wasserhaltige Schwefelsäure eine Wasserstoffsäure, von Wasserstoff mit einem, von Schwefel und $\frac{1}{3}$ mehr Sauerstoff, als die Schwefelsäure enthält, zusammengesetzten Körper. Wenn diese Wasserstoffsäure sich mit einem Metall, z. B. Kalium, verbindet, so wird nur der Wasserstoff ausgeschieden, und das Kalium verbindet sich mit dem zusammengesetzten Radikal. Die so erzeugte Verbindung darf nun bei der theoretischen Ansicht nicht als aus Kali und wasserfreier Schwefelsäure, sondern als aus Kalium und dem Radikal der Wasserstoffsäure bestehend angesehen werden. Kommt diese Säure mit Kali in Berührung, so wird dieses vom Wasserstoff der Säure zu Kalium reducirt, und Wasser gebildet, nicht aber blofs aus der Säure ausgeschieden. Bringt man die Säure in Berührung mit Ammoniak, so wird keine Spur von Wasser entbunden, denn der Wasserstoff verbindet sich mit dem Alkali zu Ammonium, welches mit dem Radikal der Säure in Verbindung tritt. In der That existirt auch kein einziges neutrales Ammoniaksalz, welchem dieser Wasserstoff fehlt, d. h. mit anderen Worten, welches nicht eine dieser Wasserstoffmenge entsprechende Quantität chemisch gebundenes Wasser enthält.

Es ist wirklich ein nicht unbedeutendes Verdienst Dulong's, durch diese Ansichten die Harmonie in der Theorie der salzartigen Verbindungen wieder hergestellt

zu haben, welche durch die neuen Ideen über die Natur der Salzsäure und überhaupt durch die Erscheinungen, welche die Wasserstoffsäuren darbieten, verloren zu gehen schien.

Die Verbindungen der Wasserstoffsäuren bilden sowohl saure als basische Salze. In den ersten verbindet sich die neutrale, weder Sauerstoff noch Wasserstoff enthaltende Verbindung, mit neuen Antheilen der Wasserstoffsäure und wird darnach mehr oder weniger sauer. Diese Verbindungen sind aber nicht häufig. Die Eisenblausäure und das mit Schwefel-Wasserstoff gesättigte Schwefelkalium (krystallisirtes Hydrothyonkali) geben davon Beispiele. Weniger selten kommen basische Verbindungen vor, in welchen die neutrale Verbindung sich mit einem Antheil der oxydirten Basis verbindet, und in diesem Falle von den basischen Verbindungen der Sauerstoffsäuren nicht unterschieden werden kann. Sowohl die Säuren, als die basischen Verbindungen, können in wasserfreiem Zustande dargestellt werden. Die ersteren können als Doppelverbindungen des Radikals der Säure mit dem Wasserstoff und mit dem Radikal der Basis angesehen werden. Die letzteren sind aber als Doppelverbindungen des Radikals der Basis mit Sauerstoff und mit dem Radikal der Säure; so z. B. ist die Eisenblausäure eine Doppelverbindung des Cyans mit Wasserstoff und Eisen, und das sogenannte basische blausaure Quecksilber eine Doppelverbindung des Quecksilbers mit Cyan und Sauerstoff.

Die von jeder Säure gebildeten Salze haben einen gewissen, auf die Natur der Säure sich gründenden Charakter, der zuweilen ziemlich leicht in die Augen fällt, und insonderheit bei den Mineralsäuren, ihr Wiedererkennen bei chemischen Analysen sehr erleichtert. Ich werde die vorzüglichsten dieser Kennzeichen anführen.

1. Die schwefelsauren Salze sind zum Theil im Wasser löslich. Die löslichen erkennt man daran sehr leicht, daſs sie mit salzsaurem Baryt einen in Salzsäure unlöslichen Niederschlag geben. Trockne Salze werden

beim Glühen im Tiegel mit Kohlenpulver, oder vor dem Löthrohre auf der Kohle reducirt und ihre Basis bleibt mit Schwefel verbunden (geschwefelt) zurück, statt daſs sie vorher schwefelsauer war. Schwefelsaure Alkalien oder alkalische Erden lassen dann immer Schwefelleber zurück. Treibt man die Hitze zu hoch, so wird aus manchen selbst der Schwefel ausgetrieben und die Basis bleibt rein zurück. Wasserfreie schwefelsaure Metallsalze, und saure schwefelsaure Salze, die ein Alkali zur Basis haben, werden beim Brennen zerlegt und geben ein Gemenge von schweflichtsaurem Gas und Sauerstoffgas, wobei das erstere stets das doppelte Volumen des letztern ausmacht, und wenn das Salz einen geringen Antheil Wasser enthielt, so bekommt man zuweilen ein rauchendes Gemenge von wasserfreier und wasserhaltiger Schwefelsäure.

2. Die schweflichtsauren Salze haben einen eigenen Geschmack, der dem Geruche des brennenden Schwefels nicht unähnlich ist, und besonders dann bemerkbar wird, wenn man sie eine Weile auf der Zunge behält. Salzsäure und Schwefelsäure vertreiben aus ihnen die schweflichte Säure, die man sogleich an ihrem Geruche erkennt. Wenn man sie in verschlossenen Gefäſsen erhitzt, so wird ein Theil des Schwefels sublimirt, wobei der zurückbleibende zur Schwefelsäure wird. Das Salz bekommt dabei gelbe, rothe, braune, schwarze oder grüne Flecken. Erhitzt man sie in freier Luft, so verbrennt der Schwefel, der sich sublimirt haben würde, und giebt eine kleine blaue Flamme. In vielem Wasser aufgelöst werden sie in der Luft leicht in schwefelsaure Salze umgewandelt; eben so im Gemenge mit solchen Metalloxyden, die beim Verbrennen Sauerstoffgas geben; jedoch verlieren sie dabei ihre Neutralität nicht. Die Oxyde der edlen Metalle werden durch sie reducirt. Mit Salpeter gemengt und angezündet detoniren sie.

3. Die salpetersauren Salze sind im Wasser alle löslich. Man erkennt sie an der Eigenschaft, daſs sie, für sich verbrannt, erst Sauerstoffgas, und dann Stickstoffgas geben, beim Mengen und Verbrennen mit brenn-

baren Körpern aber sich entzünden und mit starkem Lichte und vieler Wärme unter starkem Geräusch verbrennen. Dieses Verbrennen nennt man Detoniren oder Verpuffen. Sie lassen dabei ihre Basis entweder rein, oder mit der durch das Verbrennen neugebildeten Säure verbunden, zurück.

4. Die salpetrichtsauren Salze werden theils dadurch gebildet, daſs man salpetersaure Salze einer höheren Temperatur aussetzt, wodurch ein Theil des Sauerstoffs ausgetrieben wird, theils durch Zerlegung des salpetrichtsauren Bleioxyds mit schwefelsauren Salzen. Sie zeichnen sich durch einen unangenehmen Geruch nach salpetrichter Säure aus, wenn man ihre Auflösungen mit Säuren mischt. In trockener Gestalt mit concentrirter Schwefelsäure übergossen, stoſsen sie rothe Dämpfe aus. Ihre Auflösungen werden in der Luft auf zweierlei Weise zerlegt, theils durch Oxydation, wobei das Salz neutral bleibt, theils, wenn ihre Lösung concentrirt und gekocht wird, durch Entwickelung von gasförmigem Stickstoffoxyd, wobei die Hälfte des Sauerstoffs mit $\frac{2}{3}$ Nitricum als Stickstoffoxydgas entweicht, während die andere Hälfte des Sauerstoffs mit dem übrigen $\frac{1}{3}$ des Nitricums als Salpetersäure zurückbleibt, und das Salz dabei einen Ueberschuſs an Basis annimmt.

5. Phosphorsaure Salze. Die alkalischen lassen sich leicht im Wasser auflösen; die Erdsalze hingegen sind unlöslich, wenn sie nicht einen Ueberschuſs an Säure haben. Eigentlich erkennt man die phosphorsauren Salze daran, daſs sie mit Kalkwasser einen leichten voluminösen Niederschlag geben, der in Salzsäure und Salpetersäure löslich ist. Phosphorsaure Salze, welche ein Alkali zur Basis haben, zeichnen sich dadurch aus, daſs sie im neutralen Zustande nicht krystallisiren, sondern immer einen Ueberschuſs an Basis oder Säure besitzen; völlig neutral kann man sie daher nur im aufgelösten Zustande erhalten. Bei sehr hoher Temperatur erleiden sie durch Kohlenpulver eine theilweise Zersetzung, wobei Phosphor ausgeschieden wird.

6. Die phosphorichtsauren Salze haben einen knoblauchartigen Geschmack und stoſsen Dämpfe von phosphorichter Säure aus, wenn sie mit Schwefelsäure übergossen werden. Beim Destilliren geben sie Phosphor und der Rückstand wird zu einem phosphorsauren Salze mit Ueberschuſs von Basis. Sie oxydiren sich leicht, wenn sie in aufgelöster Gestalt mit der Luft in Berührung kommen, behalten aber dabei ihre Neutralität bei. Zum Salpeter und zu den Metalloxyden verhalten sie sich wie die schweflichtsauren Salze.

7. Die kohlensauren Salze werden mit Aufbrausen von den meisten Säuren zerlegt, und entwickeln dabei kohlensaures Gas. Beim starken Brennen verlieren sie ihre Kohlensäure ebenfalls, und mit Kohlenpulver gebrannt entwickeln sie eine groſse Menge Kohlenoxydgas.

8. Die salzsauren Salze, welche ein Alkali oder eine Erde zur Basis haben, sind im Wasser und Alkohol insgesammt löslich, und bleiben beim Brennen unverändert. Einige erhalten gleichwohl dabei einen Ueberschuſs von Basis, und die Talkerde, so wie die eigentlichen Erden, verlieren ihre Säure gröſstentheils. Wenn sie mit Schwefelsäure übergossen werden, stoſsen sie Dämpfe von Salzsäure aus, und concentrirte Salpetersäure entwickelt Salzsäure-Superoxydul aus ihnen. Wasserfreie Säuren können, soweit unsere jetzige Erfahrung geht, die Salzsäure bei keiner Temperatur aus ihnen vertreiben.

9. Oxydirt salzsaure Salze schmecken kühlend, unbehaglich, fast dem Salpeter ähnlich; detoniren mit brennbaren Körpern heftiger, als die salpetersauren Salze, und lassen dabei ein salzsaures Salz zurück. Mit Schwefel und Phosphor verbrennen sie leicht durch einen starken Hammerschlag, oder wenn man sie mit concentrirter Schwefelsäure berührt. Die Schwefelsäure zerlegt sie mit Explosion.

10. Die oxydirt salzigtsauren Salze sind bis jetzt noch wenig bekannt. Man erhält sie zugleich mit den Vorhergehenden, von welchen sie sich durch einen eigenen, dem Geruche des Salzsäure-Superoxyduls ähnli-

chen Geschmack, sowie durch ihre Eigenschaft unterscheiden, die Pflanzenfarben zu bleichen und zu zerstören, selbst wenn die Basis bei ihnen vorherrscht.

11. Die jodsauren Salze zeichnen sich dadurch aus, daſs sie, mit Salpetersäure gemischt, das Jodsuperoxyd fallen lassen und einem geringen Zusatze von Stärke eine schwarze oder blaue Farbe mittheilen. Die Stärke kann von einer so geringen Menge Jodsuperoxyd blau gefärbt werden, die auſserdem gar nicht zu entdecken wäre. Mehrere jodsaure, vorzüglich Metallsalze, zeichnen sich durch eine hohe gelbe oder rothe Farbe aus. Sie haben eine groſse Neigung basisch zu werden und die basischen Salze sind oft im Wasser löslich. Die Verbindungen der Jodsäure mit den weniger starken Basen, mit Inbegriff der Kalkerde, werden beim Glühen auf die Weise zerlegt, daſs die Jodsäure überoxydirt und verflüchtiget wird, die Basis aber rein zurückbleibt. In verschlossenen Gefäſsen werden sie nicht zerlegt.

12. Die oxydirt jodsauren Salze sind im Wasser schwer löslich, geben beim Brennen Sauerstoffgas, verpuffen mit brennbaren Körpern, und verhalten sich im Allgemeinen wie die oxydirt salzsauren Salze.

13. Die fluſssauren Salze stoſsen, wenn sie mit concentrirter Salzsäure übergossen werden, Dämpfe aus, welche einen eigenen, dem der Salzsäure etwas ähnlichen Geruch besitzen. Wenn man diese Dämpfe einmal kennt, so kann man sie durch den Geruch ganz deutlich von den salzsauren Dämpfen unterscheiden. Sie zerfressen übrigens das Glas. Wenn das Geätzte zu schwach und nicht sichtbar ist, kommt es oft ganz deutlich zum Vorschein, wenn man das abgekühlte Glas anhaucht. Diese Salze verändern sich nicht im Feuer, schmelzen aber mit Kieselerde leicht zu Glas. Die Salze, welche, durch gemeinschaftliche Vereinigung der Kieselerde mit Fluſssäure, mit Basen hervorgebracht werden, bilden eine eigene Klasse von Doppelsalzen, welche den Namen *Fluo-silicate* erhalten haben.

14. Die boraxsauren Salze schmelzen mit den

meisten Erden und mit Metalloxyden leicht zu Glas von verschiedener Klarheit und Farbe zusammen. Im Wasser aufgelöst und mit Schwefelsäure oder Salzsäure vermischt, wird die Boraxsäure in schuppigen Krystallen ausgeschieden. Die Doppelsalze, welche man durch gemeinschaftliche Verbindung der Fluſs- und Boraxsäure mit Basen erhält, nennen wir *Fluo-borate.*

15. Die blausauren Salze, d. h. die Cyanmetalle, zersetzen sich sehr leicht. So lange dieselben ihre feste Gestalt behalten, erhalten sie sich auch ziemlich gut; sobald sie aber im Wasser aufgelöst werden, zersetzen sich viele unter ihnen nach und nach, und es entweicht Blausäure und blausaures Ammoniak, während das Metall sich oxydirt und mit Kohlensäure verbindet. Wenn hingegen die Blausäure sich erst mit Eisenoxydul verbindet und dann mit anderen Basen in Berührung kommt, so giebt sie mit diesen weit dauerhaftere Verbindungen, die vollkommene Neutralität besitzen und nur von stärkeren Säuren zerlegt werden. Diese Salze nennt man eisenhaltige blausaure Salze, und ihr Hauptkennzeichen ist, daſs sie mit Eisenoxydsalzen einen blauen Niederschlag geben, den man Berlinerblau nennt.

Die schwefelblausauren Salze, d. h. die Schwefelcyan-Verbindungen, sind meistens in Alkohol auflöslich und dadurch leicht zu erkennen, daſs sie in Berührung mit neutralen Eisenoxydsalzen eine intensive blutrothe Farbe erhalten, welche durch einen Ueberschuſs an Säure wieder verschwindet.

Die Salze, welche von vegetabilischen und verbrennlichen Säuren gebildet werden, haben keine anderen bestimmten Kennzeichen, als solche, die sich aus dem Verhalten eines jeden einzelnen Salzes ableiten lassen, wenn man versucht, die Säure rein daraus darzustellen. Die Gewohnheit, sie zu behandeln, thut hier das Meiste, und das Auge heftet sich oft an kleine Merkmale, die sich nicht deutlich beschreiben lassen, immer aber dem Chemiker Anleitung geben, wohin er seine Untersuchungen richten soll.

Schlieſslich muſs ich noch erwähnen, daſs ich die quantitative Zusammensetzung der Salze deswegen nicht mit anführe, weil ich in einer besonderen Beilage die Zusammensetzung aller bekannten unorganischen Verbindungen, nach alphabetischer Ordnung, tabellarisch zusammenstellen werde.

1. Kali-Salze.

Das schwefelsaure Kali (*Tartarus vitriolatus*) erhält man meist als Rückstand bei Bereitung der Salpetersäure. Es hat einen bitteren, salzigen, etwas scharfen Geschmack, zerknistert, wenn man es auf glühende Kohlen streut, verändert sich nicht an der Luft, und wird in 16 Theilen kaltem *) und in 5 Theilen kochendem Wasser aufgelöst.

Das saure schwefelsaure Kali erhält man, wenn man das neutrale mit seinem halben Gewichte Schwefelsäure übergieſst und damit im Glaskolben erhitzt, bis bei angehendem Glühen keine Schwefelsänre mehr übergeht. Es schieſst nach der Auflösung in seidenartig glänzenden, biegsamen Nadeln, bisweilen auch in ordentlichen Prismen an. Es schmeckt sauer und fast beiſsend, schmilzt leicht und wird flüssig wie Oel; verliert seinen Ueberschuſs an Säure durch starkes Glühen, und verwittert an der Luft schwach auf seiner Oberfläche. Es wird in zwei Theilen kaltem, und in weniger als 1 Theile kochendem Wasser aufgelöst. Man braucht es vorzüglich zur Bereitung der Essig- und Ameisensäure, sowie zur Analyse mancher Mineralien, besonders solcher, welche Tantal oder Wolfram enthalten.

Das schweflichtsaure Kali wird gebildet, wenn man schweflichtsaures Gas durch eine Kalilauge bis zur

*) Hierunter wird immer Wasser von + 10° bis 15° Wärme verstanden.

Sättigung durchleitet. Man kann sich hierzu des kohlensauren Kali's bedienen. Es hat zuweilen eine blaſsgelbe Farbe, zerknistert auf glühenden Kohlen und setzt nachher Schwefel ab. Es hat gern einen Ueberschuſs von Säure, und ist bei völliger Neutralität selten zum Krystallisiren zu bringen. In der Luft verwittert es und verwandelt sich dabei in ein Doppelsalz, welches aus Schwefelsäure, schweflichter Säure und Kali besteht. Es löst sich in gleichen Theilen kalten Wassers auf.

Unterschweflichtsaures Kali wird erhalten, wenn man das vorhergehende Salz mit mehr Schwefel digerirt. Es ist in Wasser sehr leicht auflöslich, löst sich aber nicht in Alkohol. Es kann durch Abdampfung in einer Retorte bis zur Consistenz von dünnem Syrup in Krystallform erhalten werden. Es bildet sich auch, indem eine Auflösung von Hepar in der Luft gelassen wird, geht aber dann bald in schweflichtsaures Kali über.

Salpetersaures Kali (Salpeter — *Nitricum prismaticum* —). Dieses merkwürdige, schon den Alten bekannte Salz, erhielt man Anfangs bloſs durch Auswitterung des Erdbodens in Egypten, Indien, in einigen Gegenden des südlichen Europa's und in Amerika. Späterhin hat man es in allen Ländern künstlich bereiten gelernt, und die vegetabilische Analyse hat es auch in mehreren Pflanzen, z. B. im Boratsch (*Borago offic.*), im Dill (*Anethum graveolens*) u. m. a. entdeckt. Die Erzeugung des Salpeters geschieht gewöhnlich auf Kosten thierischer Stoffe, die mit Asche und kalkhaltiger Erde vermengt der Einwirkung der Luft ausgesetzt werden. Die meisten Stoffe von thierischem Ursprunge enthalten Sauerstoff, Kohlenstoff, Wasserstoff und Stickstoff, nebst etwas Schwefel und Phosphor. Wenn sie im verschlossenen Raume oder in Haufen zusammengebracht verfaulen, so vereinigen sich die brennbaren Körper wechselseitig und der Stickstoff bildet mit dem Wasserstoffe Ammoniak; hat aber die Luft einen eingeschränkten Zutritt, so oxydiren sich jene einfachen Stoffe zu Kohlensäure, Wasser u. s. w., und der Stickstoff giebt Salpetersäure, die

sich dann mit dem Alkali und den Erden zu salpetersauren Salzen verbindet, durch welche die Säure zurückgehalten wird. Die Stätten, worauf man Salpeter erzeugen will, überbaut man mit einem Dache, um den Regen abzuhalten, welcher sonst den gebildeten Salpeter wegspülen würde.

Man nennt dergleichen Gebäude Salpeterhütten. Unter das Dach legt man lockere Erde, die mit vegetabilischen und animalischen Abgängen durchmengt und mit Asche und Kalk oder Mergel versetzt, zuweilen auch mit Reifsholz durchflochten wird, welches die Masse porös erhält. Uebrigens schüttet man das Gemenge in niedrigen Haufen oder Reihen auf, die man entweder fleifsig umschaufelt, oder mit kleinen Löchern durchbohrt, um der Luft mehr Zutritt zu verschaffen. Von Zeit zu Zeit mufs man es mit Urin übergiefsen, der an Stickstoffe reicher als alle andere thierische Körper ist. Nach Verlauf von 2 bis 3 Jahren ist der Stickstoff in Salpetersäure verwandelt und der Salpeter fertig. Man findet diefs durch eine kleine Probe, die man auslaugt und zum Krystallisiren abdampft. Wenn die Salpetererde recht gut zum Sieden ist, giebt sie 8 Loth Salpeter auf jeden Cubikfufs Erde. Man will bemerkt haben, dafs bei dieser Gelegenheit mehr salpetersaures Kali erlangt wird, als das vorher in der Erde enthaltene Kali geben könnte; wenn diese Beobachtung richtig ist, so ist sie ein neuer Beweis für die Erzeugung der Alkalien durch uns unbekannte Prozesse.

Die erhaltene Salpetererde wird mit siedendem Wasser ausgelaugt und dieses Wasser mehrere Male auf frische Erde geschlagen, bis es einen gewissen Grad von Salpetergehalt angenommen hat. Dieses Wasser enthält nun vorzüglich Salpeter, salpetersaure Kalkerde, salpetersaure Talkerde, Kochsalz und einen braunfärbenden Extraktivstoff. Die salpetersauren Erdsalze können nicht krystalliren; man braucht daher nur eine Lauge von Holzasche so lange zuzusetzen, als noch Erde ausgeschieden wird, oder auch die Salpetererde vor dem Auslaugen

hinlänglich mit Asche zu mengen, um die Erden abzusondern und alle Salpetersäure mit dem Kali der Asche zu verbinden. Die braune Lösung wird hierauf abgedampft, und die Rinde von Kochsalz, die sich ansetzt, abgezogen. Die eingekochte Lauge läſst man erkalten, wobei dann das salpetersaure Kali in gelblichbraunen prismatischen Krystallen anschieſst, die man rohen Salpeter nennt. Die rückständige Lauge giebt nach fernerer Abdampfung noch mehr Salpeter.

Der rohe Salpeter ist von Kochsalz und gelbgefärbtem Extrakt verunreinigt. Dieses Kochsalz ist die schlimmste und hartnäckigste Unreinigkeit des Salpeters, und rührt von den angewandten thierischen Flüssigkeiten her, welche dieses Salz immer in Menge enthalten. Die Reinigung des rohen Salpeters geschieht auf die Weise, daſs man ihn erst zur Zerstörung des Extraktivstoffs bei gelinder Hitze schmilzt, dann in kochendem Wasser von neuem auflöst, filtrirt und beim Erkalten anschieſsen läſst. Wiederholt man dieſs noch einmal, so wird der Salpeter um soviel reiner. Er wird dann geläuterter Salpeter genannt.

In Frankreich reiniget man ihn so, daſs man rohen Salpeter in Haufen übereinander legt, und mit der, nach dem Läutern des Salpeters übrigbleibenden Mutterlauge, auswäscht, die man nach und nach in kleinen Gaben darüber gieſst. Diese Lauge ist schon mit Salpeter gesättiget und löst nichts mehr davon auf, sondern zieht statt dessen die fremden Salze aus. Der auf diese Weise gewaschene Salpeter wird nun in kochendem Wasser aufgelöst und die Lösung mit $\frac{1}{2000}$ (vom Gewichte des Salpeters) aufgelösten Tischlerleim abgeklärt, die geklärte Flüssigkeit hierauf in einer freistehenden flachen kupfernen Pfanne abgekühlt, und gegen das Ende hin beständig umgerührt, so daſs der Salpeter in kleinen Körnern zu Boden fällt, die man in besondere Gefäſse ausschöpft, abtropfen läſst, dann nach und nach mit einzelnen kleinen Gaben reinen Wassers übergieſst, bis die Mutterlauge ausgewaschen ist, und endlich trocknet. Die rückständige Mut-

Mutterlauge wird, da sie noch viel Salpeter enthält, der Lösung des noch ungeläuterten Salpeters wieder zugesetzt. Der ungeläuterte Salpeter ist für den technischen und ökonomischen Gebrauch in den meisten Fällen hinreichend rein, nicht aber zum chemischen Gebrauch. Den letzten Antheil von Kochsalz kann man nicht anders daraus entfernen, als durch Niederschlagung der Salzsäure mit salpetersaurem Silber und durch Abdampfung der filtrirten Lösung zum Krystallisiren.

Nach den in Schweden gegebenen Vorschriften zum Salpetersieden, wird die Salpeterlauge so lange gesotten, bis sich eine Salzkruste zeigt und eine genommene Probe krystallisirt. Die Salzkruste, die aus Kochsalz besteht, wird abgezogen und weggethan. Wenn die Lauge zum Krystallisiren gänzlich concentrirt ist, wird sie filtrirt und mit $\frac{1}{48}$ Wasser gemengt, wodurch das Kochsalz, wovon die kochendheiſse Lauge mehr aufgelöst enthält, als sie beim Erkalten an sich behalten kann, hinlängliches Wasser bekommt, um in der Lauge zurück zu bleiben und nicht mit dem Salpeter zu krystallisiren. Wenn die Lauge soweit abgekühlt ist, daſs sie anschieſsen will, rührt man sie beständig um, so daſs sie durch die Schnelligkeit der Bewegung verhindert wird, in groſsen Krystallen anzuschieſsen und vielmehr nur kleine feine Salzkörnchen bildet. Sobald kein Salzpulver mehr gebildet wird, gieſst man das Helle ab, und thut das Salzpulver in einen Sack von grober Leinwand, den man zum Abtropfen des Wassers aufhängt. Man läſst dabei reines Wasser tropfenweise durch einen Trichter mitten in den Sack einfallen, wodurch die braune Mutterlauge allmählig nach unten gedrängt wird, so daſs das, was zuletzt abtropft, fast ganz farbenlos ist. Man drückt nachher den Sack gegen eine geneigte Ebene, um die Lauge noch mehr auszupressen, die in einem untergesetzten Gefäſse aufgefangen wird, worauf man das Salz herausnimmt und trocknet. Das trockene Salz wird in einen Topf von Guſseisen eingelegt, und bis zum Schmelzen erhitzt; wenn das Aufschäumen vorüber ist, wird die geschmolzene Masse in For-

men von Eisenplatten gegossen, welche 10 bis 20 Pfund halten, und worin man die Masse fest werden läſst. Diese Methode ist deſshalb vortheilhaft, weil theils der Transport erleichtert wird, indem der Salpeter nunmehr einen geringeren Raum einnimmt, auch kein Verlust beim Transporte möglich ist; theils der geschmolzene Salpeter den Stempel der Reinheit an sich trägt, und die Güte desselben nicht erst besonders untersucht zu werden braucht. Der reine Salpeter ist nämlich im Bruche strahlig, und zwar gewöhnlich grobstrahlig. Eine Beimengung von $\frac{1}{4}$ Pfund Kochsalz zu 20 Pfund Salpeter macht diesen schon weniger grobstrahlig; ein Zusatz von $\frac{1}{2}$ Pfde. bildet in der Mitte des Salpeters einen Streifen, der nicht strahlig ist, und bei einer Beimischung von $\frac{2}{3}$ Pfund Kochsalz ist derselbe nur an den Kanten noch von strahligem Bruche. Wird noch mehr Kochsalz zugesetzt, so verschwindet das Strahlige des Bruches gänzlich *).

*) In Schweden, wo jeder Grundeigenthümer die Verpflichtung hat, dem Staate ein bestimmtes Quantum Salpeter von untadelhafter Güte zu zinsen, ist es von Wichtigkeit, eine Probe zu haben, wodurch sowohl der Zinspflichtige, als auch der Einnehmer zugleich von der Güte der Waare sich überzeugen kann, und das Schmelzen des Salpeters ist von diesem Gesichtspunkte aus betrachtet von vielem Nutzen. Früherhin warf man den Salpeter auf einen Haufen glühende Kohlen und schloſs aus seinem Prasseln auf seine Unreinheit; dabei setzte aber oft der Einnehmer zu seinem Vortheile und zum Nachtheile des Zinsenden den Gehalt des reinen Salpeters in dem gelieferten niedriger an. Jetzt hingegen wird der Einnehmer angehalten, den strahligen Salpeter anzunehmen, und wer den Salpeter so unrein liefert, daſs er nach dem Schmelzen keinen strahligen Bruch hat, muſs sich bei der willkührlichen Taxe des Einnehmers beruhigen und soviel unreinen Salpeter abliefern, als der vorgeschriebenen Menge annehmlichen Salpeters entsprechend ist. Der ungeschmolzene Salpeter wird vom Einnehmer auf die Weise geprüft, daſs er eine kleine Probe davon in eisernen Gieſskellen schmilzt und in kleine Blechkästchen ausgieſst, so daſs der Kuchen nach dem Festwerden wenigstens 1 Zoll Dicke hat. Dieses Probiren geht ziemlich schnell von statten, und man kann mit Bequemlichkeit 3 Gieſskellen auf einmal in Gebrauch nehmen und 30 Proben in der Stunde machen. — Diese Art den Salpeter zu behandeln, ist vor nicht langer Zeit vom Oberdirektor Gustav Schwartz

Der Salpeter hat einen scharfen, kühlenden, etwas bitteren Geschmack. Das Pulver von gröſseren Krystallen fühlt sich feucht an; von kleinen, körnigen, weiſsen, undurchsichtigen Krystallen hingegen ist es trocken, daher man die kleinen Krystalle vorzuziehen pflegt. Der Salpeter schmilzt in der Wärme und wird flüssig wie ein klares Oel. Beim Glühen fängt er an sich zu zersetzen und giebt Sauerstoffgas. Wird er im Destillirapparat lange geschmolzen, so bleibt ein Salz zurück, welches aus salpetrichter Säure, Salpetergas und Kali besteht. Wenn man dieses Salz in Wasser auflöst, so schieſst erst reiner Salpeter an, dann das salpetrichtsaure Salz und endlich bleibt eine Salzmasse zurück, die nicht krystallisirbar ist, sondern zur Trockene eingekocht werden muſs, und eine Verbindung von Stickstoffoxyd mit Kali ist. Die meisten Säuren treiben daraus Stickstoffoxydgas aus, welches in verschlossenen Gefäſsen oder wo es die atmosphärische Luft nicht berührt, sich ungefärbt erhält. Aus dem salpetrichtsauren Salze treiben stärkere Säuren einen rothen Dampf von salpetrichter Säure aus, und dieser Dampf nimmt seine rothe Farbe auch ohne Zutritt der Luft, sowohl in Stickstoffgas, als kohlensaurem Gase u. s. w. an.

Der Salpeter ist an der Luft unveränderlich. Er enthält kein chemisch gebundenes Wasser, und löst sich in 7 Theilen kaltem und in 2 Theilen kochendem Wasser auf. Wenn der Salpeter mit salzsaurem Natron gemengt ist, so löst er sich in gröſserer Menge auf; ich habe aber bereits erwähnt, daſs dieſs wahrscheinlich daher rührt, daſs ein Theil des Salpeters zerlegt und in salpetersaures Natron umgewandelt, auch salzsaures Kali gebildet wird. Man hat behauptet, daſs der Salpeter beim Abdampfen seiner Auflösungen verfliege; dieſs rührt aber wohl von einem beim Läutern durch unbekannte Ursachen veran-

erfunden und nachher von der Regierung zur Nachahmung bekannt gemacht worden, jedoch ohne die Zinspflichtigen gegen ihren Willen zur Ablieferung geschmolzenen Salpeters zu nöthigen.

laſsten Verluste her: wenigstens ist es nicht durch zuverlässige Versuche erwiesen. Soviel ist gewiſs, daſs beim Destilliren einer Salpeterauflösung kein Salpeter mit den Wasserdämpfen in die Vorlage mit übergeht.

Mengt man Salpeter mit $\frac{1}{5}$ seines Gewichts Holzkohle und berührt das Gemenge mit einem glühenden Körper, so brennt es mit Heftigkeit ab; die Kohle wird auf Kosten des Sauerstoffs der Salpetersäure zu Kohlensäure oxydirt, kohlensaures Gas und Stickstoffgas entwickelt und basisch kohlensaures Kali zurückgelassen. Der Wärmestoff, welchen die Salpetersäure enthielt, wird dabei frei und erregt eine Hitze, die sich völlig mit der vergleichen läſst, wenn Kohle in Sauerstoffgas brennt.

Wenn man 3 Theile Salpeter mit 2 Theilen trockener Potasche und 1 Theil Schwefel mengt, so erhält man ein Pulver, das beim langsamen Erhitzen bis zum Schmelzen in Einem Augenblicke mit einem betäubenden Knalle abbrennt, und daher den Namen Knallpulver erhalten hat. Die Potasche, welche mit dem Schwefel zu geschwefeltem Kalium zusammenschmilzt, macht, daſs die ganze Masse sich flüssig durchmengen kann, wodurch die Zersetzung in demselben Augenblicke auf allen Punkten zugleich geschieht. Der Knall entsteht durch die schnelle Entwicklung des Stickstoffs in Gasgestalt. — Wenn man 3 Theile feingeriebenen Salpeter mit 1 Theil Schwefel und 1 Theil trockenen Sägespähnen zusammenmengt, und mit diesem Pulver eine kleine Silbermünze, z. B. einen Sechser, in eine Wallnuſsschaale hineindrückt, und dasselbe dann anzündet; so brennt es mit solcher Heftigkeit ab, daſs die Münze schmilzt, ehe die äuſsere Nuſsschaale verbrennt. Das Metall wird dabei geschwefelt, was dessen Leichtschmelzbarkeit vermehrt. Man pflegt dieses Gemenge Baumé's Schnellfluſs zu nennen. — Wickelt man 20 Gran feingeriebenen Salpeter mit 5 Gran Phosphor zusammen in ein Papier und thut mit einem breiten und warmen Hammer einen heftigen Schlag darauf, so brennt derselbe mit einem auſserordentlichen Knalle ab.

Der gröſste Theil des zubereiteten Salpeters wird zur Bereitung des Schieſspulvers verbraucht. Dieses besteht aus Salpeter, Schwefel und Kohle, welche man in verschiedenen Ländern zu verschiedenem Gebrauche in verschiedenen Verhältnissen zusammenmengt. Das gewöhnlichste Verhältniſs ist 76 Theile Salpeter auf 15 Theile Kohle und 9 Theile Schwefel. Diese Stoffe werden gepulvert und zusammengemengt, entweder in einem Mörser von hartem Holze mittelst eines, mit Messing beschlagenen Stöſsels, oder in hölzernen Tonnen, die sich um ihre Axe drehen, und in welche man auſser der Pulvermasse eine groſse Menge kleiner metallener Kugeln einlegt, welche beim Umdrehen des Cylinders die Masse pulvern und mengen. Dieses Pulvern erfordert oft mehrere Stunden Zeit. Die Masse wird nachher mit Wasser angefeuchtet und zusammengestampft. Hierauf wird sie gelind getrocknet und durch ein Sieb gedrückt, wodurch sie körnig wird. Diese Körner können alsdann polirt werden, indem man sie in ein Faſs thut, dieses halb damit anfüllt, und es dann einige Zeit um seine Axe schwingt. Zuletzt wird das Pulver auf Platten getrocknet, welche bloſs durch Wasserdämpfe erhitzt werden dürfen. Es giebt übrigens, was das Mechanische der Pulverbereitung betrifft, vielerlei verschiedene Methoden.

Der Schwefel macht das Pulver leichter entzündlich, die Kohle vermehrt die Stärke der Explosion, und die genaue Mengung macht, daſs die ganze Masse augenblicklich abbrennt. Man würde von Kohle und Salpeter allein noch ein stärkeres Schieſspulver erhalten, das aber weniger sicher abbrennt. Beim Verbrennen des Schieſspulvers verbinden sich der Schwefel und die Kohle mit dem Sauerstoffe der im Salpeter enthaltenen Salpetersäure und bilden damit Schwefelsäure und Kohlensäure. Die Schwefelsäure und ein Theil der Kohlensäure bleiben in Verbindung mit dem Kali des Salpeters; der gröſste Theil der Kohlensäure aber entweicht in Gesellschaft des Stickstoffs der Salpetersäure in Gasgestalt, und sie erweitern sich zu einem viele tausendmal gröſsern Umfange, als sie

im Schiefspulver einnehmen. Nach dem Abbrennen des Pulvers bleibt eine kohlige Masse von schwefelsaurem, basisch kohlensaurem Kali und geschwefeltem Kalium, mechanisch mit Kohle gemengt, zurück, die nicht zum Verbrennen gekommen ist.

Die Ursache der gewaltsamen Explosion des Schiefspulvers liegt in der schnellen Entwickelung des kohlensauren Gases und des Stickstoffgases, die im Augenblicke der Entwickelung durch die Hitze des Verbrennens ins Glühen gerathen. Je lockerer das Pulver beisammen liegt, desto gröfser ist seine Wirkung und desto vollkommener verbrennt es, und wenn man in einer gewöhnlichen Flinte einen kleinen leeren Raum zwischen dem Pulver und dem Pfropfe läfst, so kann das Gewehr leicht durch einen sehr mäfsigen Schufs zersprengt werden, theils weil alles Pulver verbrennt, theils durch die Ausdehnung der mit eingeschlossenen Luft. Stampft man aber den Schufs fest, so wird ein grofser Theil des Pulvers unverbrennt herausgetrieben, was man oft sieht, wenn man eine Büchse über einem Schneefelde abfeuert.

Die Zusammensetzung des Schiefspulvers läfst sich leicht mit Sicherheit ausmitteln, und diese Untersuchung ist oft nöthig, besonders bei Anschaffung von Kriegsvorräthen. Man wiegt nämlich das Schiefspulver, pulvert es fein und weicht es in 7 mal soviel warmen Wasser auf; das Unaufgelöste bringt man dann auf ein gewogenes Filtrirpapier und wäscht es mit lauwarmem Wasser gut aus. Die gewaschene Masse wird dann mit dem Papier zusammen getrocknet und gewogen. Das Unaufgelöste besteht aus Kohle und Schwefel. Die durchs Filtrum gegangene Lösung und das Auswaschwasser enthalten den Salpeter, welcher zur trocknen Masse abgedampft und gewogen wird. Dieser ist fast immer von etwas Kochsalz verunreiniget, und je mehr er davon enthält, desto schlechter und schwächer ist das Schiefspulver, weil der wahre Salpetergehalt dadurch um soviel geringer wird. Man bestimmt diesen auf die Weise, dafs man den Salpeter wieder auflöst und mit salpetersaurem Silber fällt. Der Niederschlag wird

auf ein gewogenes Filtrum gebracht, ausgesüſst und in ganz strenger Hitze getrocknet, oder noch lieber in einem kleinen gewogenen Glase geschmolzen. 100 Theile von diesem getrockneten Niederschlage entsprechen 41 Theilen krystallisirtem Kochsalze. — Nicht so leicht ist die Trennung des Schwefels und der Kohle. Durch Destilliren läſst sie sich nicht bewirken, weil sich da der Schwefel mit einem Theile der Kohle verbindet. Man muſs daher den Schwefel durch Auflösung in einer kochendheiſsen Lauge von Aetzkali, oder mit Terpentinöl ausziehen, oder auch denselben mit Königswasser zur Schwefelsäure oxydiren und mit salzsaurem Baryt niederschlagen. Am besten geschieht indessen diese Zersetzung mit Kali, worauf die Kohle ausgewaschen, getrocknet und gewogen wird. Gay-Lussac schreibt vor, den Schwefelgehalt folgendermaſsen zu bestimmen: 1 Theil trocknes Schieſspulver wird genau mit 1 Theil basischen kohlensauren Kali's, welches keine Schwefelsäure enthalten darf, gemengt, wozu nachher 1 Theil Salpeter und 4 Theile Kochsalz gemischt werden. Das Gemenge wird in einem Platintiegel dem̃ Feuer ausgesetzt. Es verbrennt ganz ruhig und wird weiſs. Man löst es in Wasser auf und schlägt die Schwefelsäure durch Barytsalz nieder. Auf diese Weise kann man den Gehalt des Schieſspulvers an Schwefel, Kohle, Salpeter und Kochsalz mit der gröſsten Genauigkeit ausmitteln.

Phosphorsaures Kali. Dieses Salz hat gern einen Ueberschuſs von Säure; es krystallisirt nicht, sondern trocknet zu einer gallertartigen Masse zusammen. Es wird in der Luft feucht, schmilzt auf der Kohle vor dem Löthrohre zu einer hellen Glasperle und zerflieſst. Mengt man eine Auflösung dieses Salzes mit einem gewissen Antheile von Kalkwasser, so erhält man ein Doppelsalz, dessen Auflösung dickflüssig ist und nicht gut durch Papier filtrirt werden kann. Wenn phosphorsaurer Kalk mit kaustischem Kali behandelt wird, so wird das Kalksalz theils zerlegt, theils aufgelöst. Das Doppelsalz, welches man dabei erhält, hat einen Ueberschuſs an Kali und sein

Kalkgehalt wird durch Kleesäure nicht eher niedergeschlagen, als bis jener Ueberschuſs gesättigt ist. Nach Darracq ist das neutrale phosphorsaure Kali im Wasser unlöslich, und das Lösliche enthält stets einen Ueberschuſs von Säure.

Phosphorichtsaures Kali erhält man durch Sättigung der phosphorichten Säure mit kohlensaurem *Kali*. Es bleibt in der Luft unverändert, prasselt auf glühenden Kohlen und schmilzt zu einer Kugel, phosphorescirt aber dabei weniger, als andere Phosphorsalze.

Das kohlensaure Kali erhält man aus Potasche, welche auf die S. 357. angegebene Art gereiniget worden ist, wenn man eine starke Solution dieser gereinigten Potasche mit Kohlensäure sättiget. Dieſs geschieht am besten so, daſs man diese Auflösung in eine flache Steingutschüssel gieſst und diese über eine in geistiger Gährung begriffene Flüssigkeit in einem Fasse stellt, wo dann das Kali die Kohlensäure einsaugt und in Krystallen anschieſst. Dieſs läſst sich am leichtesten bei der Branntweinbereitung bewirken, wo die gährende Masse etwas länger ungestört stehen bleibt. Wenn man das Faſs geöffnet und das Gefäſs mit der Lauge herausgenommen hat, wird das Flüssige davon abgegossen, das Krystallisirte aber auf Löschpapier getrocknet.

Man kann es auch, wiewohl mit weit mehr Kosten, in einem Apparate von Glas, nach den Regeln bereiten, die ich oben über die Bereitung des kohlensauren Wassers gegeben habe.

Die mit Kohlensäure gesättigte Kalilauge setzt einen Theil der Kieselerde ab, die dem Kali angehangen hat; doch bei weitem nicht alle, wie gewöhnlich angegeben wird. Ein anderer Theil davon wird abgesetzt, während das Salz nach gelinder Abdampfung anschieſst. Die Krystalle sind ziemlich frei von Kieselerde. Die mit Kohlensäure gesättigte Lauge verliert beim Kochen wieder einen Theil ihrer Säure; sie muſs daher so concentrirt werden, daſs sie entweder schon während der Arbeit, oder doch nach wenigem Abdampfen in einem flachen

Gefäſse auf einer lauwarmen Stelle krystallisirt. Am besten und regelmäſsigsten erhält man das Salz krystallisirt, wenn man es auf einer trockenen Stelle der Verdunstung überläſst. Die erhaltenen Krystalle, welche oft mechanisch mit Kieselerde gemengt sind, müssen wieder in möglichst wenigem Wasser von + 50° Wärme aufgelöst werden und nach dem Filtriren beim Abkühlen wieder krystallisiren.

Dieses Salz darf nicht in eisernen Gefäſsen aufgelöst werden, weil der Ueberschuſs an Kohlensäure das Eisen, unter Entwickelung von Wasserstoffgas, auflöst. Die Lauge nimmt eine gelbe oder rothe Farbe an und enthält ein Doppelsalz von kohlensaurem Eisenoxyd und kohlensaurem Kali, welches sich beim Eintrockenen nicht zersetzt, sondern im Wasser wieder löst. Durch Glühen, oder durch Zusatz von ätzender Kalkerde, wird es zerlegt, und man erhält das Alkali wieder eisenfrei.

Es schmeckt laugenartig, aber nicht scharf, reagirt schwach alkalisch, und ist in 4 Theilen kaltem und in $\frac{5}{6}$ Theilen kochendem Wasser löslich. Von kochendem Alkohol erfordert es 1200 Theile. Es ist in der Luft nicht veränderlich; beim Kochen entwickelt sich ein Theil seiner Kohlensäure in Gasform. Es enthält kein Krystallwasser.

Basisch kohlensaures Kali. In diesem Zustande befindet sich das Kali in der Potasche. Rein erhält man es, wenn man vollkommen kohlensaures Kali im Silbertiegel so lange erhitzt, bis es beim Glühen eine weiſse, poröse Salzmasse bildet. Es schmeckt scharf alkalisch und wird in der Luft feucht und zu einer wie Oel flieſsenden Flüssigkeit (*Oleum tartari per deliquium*). Wenn man dieses Salz auf sehr flachen Gefäſsen in einem Keller oder Brauhause aufstellt, so zerflieſst es erst, sättiget sich aber bald wieder mit der Kohlensäure der Luft und wird wieder trocken. Wenn man *Cremor tartari* in einem eisernen Gefäſse so lange brennt, bis das Salz an den Rändern weiſs zu werden anfängt, so erhält man dieses Salz ebenfalls. Wenn man dieses Salz in kochend heiſsem

Wasser auflöst und durchseiht, so bleibt die Lösung einen oder ein Paar Tage von kohlensaurem Kalke getrübt, der sich aber dann absetzt. Dampft man die Flüssigkeit bis zur Stärke eines dünnen Syrups ein; so krystallisirt es im Kalten. Die Krystalle werden an der Luft feucht. Es ist nicht recht ausgemacht, ob dieses krystallisirende Salz mehr Kohlensäure bei demselben Kali enthält, als die nicht krystallisirte Masse, die man aus der Potasche zieht.

Wenn wir dieses kohlensaure Kali basisch nennen, andere Salze aber, z. B. Marmor und Kreide, als neutrale Verbindungen ansehen; so ist dieſs eigentlich nicht ganz folgerecht, weil jenes mit diesen sich in demselben verhältniſsmäſsigen Sättigungszustande befindet, obschon der Kalk in der Kreide nicht alkalisch reagirt. Allein da jene Benennung einmal angenommen ist und durch die alkalischen Eigenschaften des Salzes gerechtfertiget wird; so habe ich sie, wenigstens für jetzt, nicht abändern zu dürfen geglaubt.

Salzsaures Kali (Digestivsalz), erhält man als Nebenprodukt bei verschiedenen pharmaceutischen Arbeiten, z. B. bei Bereitung des kohlensauren Ammoniaks aus Salmiak und basisch kohlensaurem Kali. Es gleicht dem Kochsalze, und krystallisirt in Würfeln, selten in Oktaëdern. Es löst sich in 3 Theilen kaltem Wasser und ist in kochendem nur um ein weniges leichter löslich. Es krystallisirt am besten bei langsamer Abdunstung.

Oxydirt salzsaures Kali. Wenn man in dem Fig. 1. Taf. III. abgebildeten Apparate Salzsäure-Superoxydul entwickelt und eine concentrirte Auflösung von basisch kohlensaurem Kali in die Flasche gieſst, so wird das Salzsäure-Superoxydul aufgelöst und zerlegt, wie schon oben S. 506. angeführt worden ist. Dabei krystallisirt der gröſsere Theil des gebildeten Salzes und ein Theil davon setzt sich in dem Rohre an, welches daher, besonders nach dem Ende zu, sehr weit sein muſs, wenn dasselbe nicht von dem sich ansetzenden Salze verstopft werden soll. Ich pflege deſshalb an das Ende des Roh-

res mittelst einer biegsamen Röhre von Federharz einen Glastrichter zu befestigen, wodurch das sich hervordrängende Gas Kraft erhält, die sich bildende breitere und dünnere Salzkruste zu durchbrechen. Die Lauge wird oft von Manganoxyd, welches mit dem angewandten Kali verbunden war, etwas roth gefärbt; allein diese Färbung verschwindet wieder, sowie die Lauge mit Salzsäure-Superoxydul gesättiget wird, welches man daraus ersieht, daſs ein darein getauchtes Stück Lakmuspapier sogleich gebleicht wird, und daſs die Lauge, mit Indigopulver gemengt, dieses rostfarbig macht. — Die Salze, welche während der Absorption des Superoxyduls gebildet werden, sind anfangs bloſs oxydirt salzsaures Kali und salzsaures Kali, wovon ersteres in der Auflösung zurückbleibt, letzteres aber sich niederschlägt. Es ist deſshalb eine groſse Erleichterung, wenn man, nachdem die Lauge ungefähr mit der Hälfte Superoxydul gesättiget ist, dieselbe herausnehmen, das Unkrystallisirte abgieſsen, die Krystalle mit ein wenig Wasser abspülen, und dann das Abgegossene nebst dem Spülwasser dem Durchstreichen des Salzsäure-Superoxyduls wieder aussetzen kann.

Das zuerst Krystallisirende ist salzsaures Kali, mit so geringer Beimengung von oxydirt salzsaurem Kali, daſs es kaum der Mühe lohnt, das Ausziehen desselben zu versuchen. Man prüft den Gehalt desselben dadurch, daſs man das Salz trocknet und etwas davon auf glühende Kohlen wirft; wenn es da bloſs knistert, und nur ein oder ein Paar Mal eine kleine Verpuffung zeigt, so ist es nicht der Mühe werth, es weiter zu extrahiren. — Späterhin schieſst aus dem Liquidum, beim Durchstreichen des Superoxyduls, mehr Salz an, welches immer reicher und reicher an oxydirt salzsaurem Kali wird, und wenn endlich kein Gas mehr absorbirt wird und die Flüssigkeit den Geruch des Superoxyduls annimmt, so kann die Lauge kein oxydirt salzsaures Kali mehr geben. Im Allgemeinen kann man es als ein Merkmal von der Sättigung der Flüssigkeit ansehen, wenn dieselbe die während der Arbeit angenommene rothe Farbe verliert und gelb wird.

Diese rothe Farbe rührt, wie angeführt, vom Manganoxyd, welches in der Potasche enthalten gewesen ist, und nun mit dem Alkali jenen im Wasser löslichen Körper darstellt, welchem man den Namen des mineralischen Chamäleons gegeben hat. Sobald nun das Alkali mit oxydirter oder gemeiner Salzsäure gesättiget zu werden anfängt, wird diese Verbindung zerstört; das Mangansuperoxyd giebt seinen Ueberschufs an Sauerstoff ab und es bildet sich salzsaures Manganoxyd, welches die Lösung gelb färbt. Man gieſst dann die Flüssigkeit vom Salze ab, löst es in seinem $2\frac{1}{2}$ bis 3fachen Gewichte kochenden Wassers auf und filtrirt die Lösung kochendheiſs durch Papier. Beim Abkühlen schieſst das oxydirt salzsaure Kali in Schuppen an, die oft mit Regenbogenfarben spielen. Nach dem Abkühlen wird die Flüssigkeit abgegossen, welche dann nur noch so wenig oxydirt salzsaures Kali enthält, daſs die Abdampfung nicht die Mühe belohnt. Das Salz wird noch einmal aufgelöst und umkrystallisirt. Es ist rein, wenn dessen Auflösung im Wasser von salpetersaurem Silber nicht niedergeschlagen wird.

Die mit Salzsäure-Superoxydul gesättigte Flüssigkeit, aus welcher das Salz während der Arbeit krystallisirte, wird bis zur Hälfte abgedampft und zum Krystallisiren hingestellt; dabei schieſst noch mehr Salz an, das aus oxydirt salzsaurem, salzsaurem und kohlensaurem Kali gemengt ist und woraus das oxydirte Salz auf die eben angezeigte Weise abgeschieden wird. Bei dieser Abdampfung entweicht gewöhnlich eine Menge Gas, dessen Natur noch nicht untersucht ist, und die Flüssigkeit wird dabei vom aufgelösten Mangansalz gelblich roth. Das in der Mutterlauge dann noch rückständige Salz hält wenig oder gar kein oxydirt salzsaures Kali mehr. Nach dem Abdampfen schieſst daraus noch ein Salz in kleinen Krystallen an, die entweder eine bloſse Zusammenkrystallisirung oder auch ein Doppelsatz von salzsaurem und neutralem kohlensauren Kali sind. Löst man sie in kochendem Wasser auf und dunstet die Lösung langsam ab, so schieſsen sehr regelmäſsige oktaëdrische Krystalle an, die

zwar nur salzsaures Kali sind, das aber auf diesem Wege keine andere Krystallisation annimmt. Wenn diese Lauge nicht soviel Salzsäure-Superoxydul aufgenommen hat, als sie wirklich aufnehmen kann, so enthält sie viel oxydirt salzigtsaures Kali, welches während des Abdampfens unter heftiger Gasentwickelung zerlegt wird, wobei ein Theil oxydirt salzsaures Kali anschießt. Dieses Gas, welches noch nicht untersucht ist, möchte wohl Sauerstoffgas sein.

Das oxydirt salzsaure Kali hat einen kühlenden, widerlichen, unangenehmen Geschmack, fast wie der Salpeter. Es ist in 16 Theilen kaltem oder $2\frac{1}{2}$ Theilen kochendem Wasser löslich. Stößt man es stark im Mörser, so prasselt es, leuchtet und sprüht Funken. In einer Glasretorte geglüht giebt es 39,15 Prozent seines Gewichts Sauerstoffgas und läßt neutrales salzsaures Kali zurück.

Reibt man es im Mörser mit Schwefel zusammen, so verpufft es, entweder theilweise, oder auf einmal; noch leichter geschieht dieß durch einen Hammerschlag auf einem Amboße. Dieses Gemenge ist gefährlich zu machen, und darf nicht unvorsichtig aufbewahrt werden, weil man gefunden hat, daß es bisweilen ohne eine bemerkbare äußere Ursache abbrennt.

Auch Kohle verpufft damit; es muß aber dann angezündet werden. Berthollet schlug vor, dieses Salz zur Bereitung des Schießpulvers anzuwenden, auch gab es ein unglaublich wirksames Schießpulver; als man es aber zu einem größeren Versuche bereiten wollte, explodirte die Masse beim Zusammenstoßen und tödtete zwei Menschen.

Phosphor, mit ein wenig von diesem Salze in ein Papier gewickelt, verpufft bei einem Hammerschlage mit einem starken Knalle; dabei wird oft der brennende Phosphor umher geworfen, daher der Versuch an einem Orte gemacht werden muß, wo das Feuer keinen Schaden thun kann. Aehnliche Verpuffungen entstehen mit Zinnober, Schwefelkalium, Zucker, flüchtigen Oelen u. s. w., erfordern aber einen starken Schlag mit einem

erwärmten Hammer. Statt dessen kann man auch diese Gemenge durch ein Paar Tropfen concentrirte Schwefelsäure, oder durch Berührung mit einer, damit angefeuchteten Glasröhre entzünden. Wenn man das Salz mit trokkener Baumwolle stöfst, so verpufft es fleckweise und die Baumwolle entzündet sich zuweilen. Wirft man ein Gemenge dieses Salzes mit Zucker, Zinnober, Schwefel oder Kohle in Schwefelsäure, so bricht eine Flamme aus, ohne Explosion.

Man benutzt diese Eigenschaft des Salzes jetzt ziemlich allgemein zu einer Art Feuerzeuge. Man nimmt hierzu 30 Theile feingeriebenes oxydirt salzsaures Kali, die man mit 10 Theilen geschlämmten Schwefel, 8 Theilen Zucker, 5 Theilen arabischen Gummi, und soviel Zinnober zusammenmengt, als zum Rothfärben des Gemenges erforderlich ist. Der Zucker und Gummi werden zuerst mit dem Salze zusammengerieben, dann die Masse mit Wasser zu einem Breie gemacht, und zuletzt der Schwefel zugesetzt. Die feuchte Masse wird nun gut durcharbeitet, damit Alles wohl durchmengt wird. Man darf den Schwefel nicht mit den übrigen Gemengtheilen in trockener Gestalt zusammenreiben, weil man Beispiele hat, dafs dabei Explosionen entstanden sind, wodurch die Laboranten das Leben eingebüfst haben. In jenen Brei taucht man nun Schwefelhölzchen so ein, dafs auf dem Schwefel eine dünne Decke davon hängen bleibt; worauf man diese Zündhölzchen trocknet. Man kann auf ihre Entzündlichkeit sich nicht eher, als nach mehrtägigem Austrocknen verlassen, weil das Gummi das Wasser lange zurückhält. Um ein solches Hölzchen zu entzünden, taucht man dessen äufserste Spitze in concentrirte Schwefelsäure, wodurch sich die Masse sogleich entzündet und den Schwefel, dieser aber das Hölzchen anbrennt. Man bedient sich zu diesem Behuf gewöhnlich kleiner Fläschchen, in welche man Amianth einlegt, der mit Schwefelsäure durchtränkt wird. Das Einlegen von Amianth hat den Zweck, dafs das Schwefelhölzchen nicht zu tief in die Säure eingetaucht und das Holz nicht feucht davon werde, auch

kein Tropfen Säure daran hängen bleiben und Kleider oder Hausgeräthe beschädigen könne. Das Fläschchen muſs übrigens sehr gut verkorkt werden, weil die Schwefelsäure Feuchtigkeit aus der Luft anzieht, und dann ihre zündende Kraft verliert.

Das überoxydirt salzsaure Kali ist neuerlich vom Grafen Stadion entdeckt worden. Man erhält es, wenn man das oxydirt salzsaure Kali schmilzt und dann mit concentrirter Schwefelsäure übergieſst und damit bei + 40° bis 50° so lange destillirt, bis das Gemisch nicht mehr gelb ist. Die saure Salzmasse wird dann in kochendem Wasser aufgelöst und dem Krystallisiren überlassen. Das, was nicht krystallisirt, ist saures schwefelsaures Kali. Das krystallisirte Salz muſs noch ein oder mehrere Male umkrystallisirt werden, um es gänzlich vom schwefelsauren Kali zu reinigen.

Dieses Salz ist farbenlos, hat einen schwachen Geschmack nach salzsaurem Kali, erfordert 55 Gewichtstheile Wasser von + 15° Wärme zu seiner Auflösung, wird aber von kochendheiſsem Wasser in groſser Menge aufgelöst. In Alkohol ist es nicht löslich. Es verpufft schwach, wenn es mit Schwefel zusammengerieben wird. Bis zu einer Temperatur von ungefähr + 200° erhitzt, wird es zersetzt, giebt 44 Prozent seines Gewichts Sauerstoff ab, und läſst neutrales salzsaures Kali zurück.

Man erhält dieses Salz auch, wenn eine gesättigte Auflösung des oxydirt salzsauren Kali's durch die Platindräthe der elektrischen Säule zerlegt wird, wo es sich allmählig am + Drathe ansetzt.

Das oxydirt salzigtsaure Kali wird bei Bereitung des oxydirt salzsauren erhalten, wenn die Arbeit dann abgebrochen wird, sobald das Liquidum das Lakmuspapier bleicht, ohne es vorher höher blau zu färben. Es hat die Eigenschaft, die Pflanzenfarben zu bleichen. Sein Geruch und Geschmack ist eigenthümlich, dem der oxydirt salzigten Säure ähnlich, so wie schweflichtsaure Salze nach schweflichter Säure schmecken. Beim Abdunsten wird dasselbe gröſstentheils zerlegt, entwickelt vieles

Gas und hinterläſst, wenn man es, nach Absonderung des sich absetzenden oxydirt salzsauren Kali's, bei + 40° abdampft, eine Salzmasse, welche schwach detonirt, und bei der Digestion mit Alkohol diesen in eine eigene ätherartige Flüssigkeit verwandelt.

Das jodsaure Kali erhält man am *leichtesten*, wenn man Jodsuperoxyd in kaustischem Kali bis zur vollen Sättigung der Lauge auflöst, und das oxydirte Salz, welches sich dabei absetzt, absondert. Es krystallisirt nach dem Abdampfen zu einem farbenlosen Salze, verändert sich nicht in der Luft, schmilzt leicht bei höherer Temperatur und verflüchtiget sich beim Glühen. Das krystallisirte Salz enthält kein Wasser. 100 Theile Wasser von + 18° lösen 143 Theile Salz auf; auch wird dasselbe in Alkohol von 0,81 aufgelöst.

Oxydirt jodsaures Kali wird zugleich mit dem Vorhergehenden gewonnen. Allein vortheilhafter läſst es sich bereiten, wenn man das Jodsuperoxyd *Salzsäure-Superoxydul* verschlucken läſst und dann die daraus entstehende Doppelsäure mit Aetzkali sättiget, wobei das oxydirt jodsaure Kali, als schwerlöslich, sich absondert und das salzsaure Kali in der Flüssigkeit zurückbleibt. Das oxydirte Salz wird wieder in kochendem Wasser aufgelöst und dem Krystallisiren überlassen. *Es schieſst* in kleinen Krystallchen an; verändert sich nicht an der Luft; schmilzt im Feuer und kommt ins Kochen, wobei es 22,59 Prozent seines Gewichts Sauerstoff abgiebt. Es erfordert zu seiner Zerlegung eine etwas stärkere Hitze als das oxydirt salzsaure Kali. Der Rückstand besteht *aus neutralem* jodsauren Kali. Ein Theil des oxydirten *Salzes* verlangt 13,45 Theile Wasser von + 14° zu *seiner* Auflösung; im Alkohol ist es unlöslich. Oxydirt jodsaures Kali kann sich mit mehr Kali zu einem basischen, im Wasser löslichen, krystallisirenden Salze verbinden, dessen Zusammensetzung und Eigenschaften noch nicht näher untersucht sind.

Das fluſssaure Kali wird aus Fluſssäure bereitet, die mit Kali gesättiget ist. Es hat einen schwachen herben

ben Geschmack; krystallisirt schwer; wird in der Luft feucht; löst sich nicht im Alkohol und bleibt beim Schmelzen unverändert. War die Flufssäure in Glasgefäfsen bereitet und daher kieselerdehaltig, so erhält man bei der Sättigung einen häufigen gallertartigen Niederschlag eines dreifachen Salzes, das aus Flufssäure, Kali und Kieselerde besteht. Dieser wird von kaltem Wasser gar nicht, von kochendem nur wenig aufgelöst. Auf das Filtrum gebracht wird er beim Auswaschen noch mehr gallertartig und beinahe durchsichtig. Er röthet das Lakmuspapier stark; verwandelt sich beim Eintrocknen in ein schneeweifses Pulver, welches kein Wasser enthält. Durch Schwefelsäure wird dasselbe zerlegt, und entwickelt kieselerdehaltige und wasserhaltige Flufssäure, welche letztere das Glas stark angreift, so dafs man damit ätzen kann. Es enthält 42,5 Prozent Kali und im Verhältnifs zur Kieselerde mehr Flufssäure, als sich in der kieselerdehaltigen Flufssäure befindet, und scheint daher aus flufssaurem Kali und kieselerdehaltiger Flufssäure so zusammengesetzt zu sein, dafs das Kali und die Kieselerde gleiche Mengen Säure aufnehmen. Beim Glühen stöfst es kieselerdehaltige Flufssäure aus, fliefst leicht, und durchdringt die Tiegel.

Das boraxsaure Kali hat gern einen Ueberschufs von Kali.

Das essigsaure Kali (*Terra foliata tartari*) erhält man, wenn destillirter Essig mit basisch kohlensaurem Kali gesättiget und abgedampft wird. Die Lösung nimmt beim Abdampfen einen Ueberschufs von Alkali an, der gesättiget werden mufs, und wird zugleich gelblich, was am besten durch Kochen mit gut ausgebranntem Kohlenpulver, besonders von gebrannten Knochen, weggebracht wird. Völlig farbenlos erhält man es nur von concentrirter Essigsäure, die mit reinem Alkali gesättiget wird. Das zur Honigdicke abgerauchte Salz schiefst bei langsamen Verdunsten in regelmäfsigen Krystallen an. Bei schnellerer Abkühlung erstarrt es zu einem schuppigen Salze, das in der Luft feucht wird.

Wenn essigsaures Kali in vielem Wasser aufgelöst wird, verschimmelt es und zersetzt sich, bis endlich nur kohlensaures Kali zurückbleibt. Wenn es mit weißsem Arsenik destillirt wird, so erhält man in der Vorlage eine zähe, röthliche, stinkende Feuchtigkeit, die in freier Luft einen dicken arsenikalischen Rauch ausstößst, zu kochen anfängt und sich endlich mit einer purpurrothen Flamme entzündet. Die Gefahr, diese Feuchtigkeit zu behandeln, ist die Ursache, daſs noch nicht gänzlich ausgemittelt ist, in welchem Zustande der Arsenik und die Essigsäure sich darin befinden.

Saures kleesaures Kali (*Sal acetosellae*). Dieses Salz findet sich in mehreren sauren Pflanzensäften, z. B. im Safte der *Oxalis Acetosella*, *O. corniculata*, *Rumex Acetosa*, *R. Acetosella*, *Geranium acetosum* u. m. a. Man erhält es, wenn der aus diesen Pflanzen ausgepreſste Saft aufgekocht, mit Eiweis geklärt und filtrirt, dann aber zur Syrupsdicke, oder bis sich ein Salzhäutchen zeigt, abgedampft wird. Das Salz schieſst nach einigen Tagen in braunen Krystallen an, welche dadurch gereiniget werden, daſs man sie in kochendem Wasser auflöst und filtrirt, worauf das schwerlösliche Salz beim Abkühlen wieder krystallisirt. 100 Pfund Sauerklee (*Ox. Acetosella*) geben 50 Pfund Saft, und daraus erhält man nur 8 Loth reines Salz. Es wird im Groſsen in der Schweiz und in einigen Gegenden Deutschlands bereitet. Es hat einen scharf sauren, beinahe beiſsenden Geschmack. Auf glühenden Kohlen giebt es einen sauren stechenden Rauch, verkohlt aber nicht. Bei der Destillation giebt es eine saure gelbliche Flüssigkeit, aber kein Oel. Es verändert sich in der Luft nicht, und enthält 12,6 Prozent Wasser.

Dieses Salz giebt gern dreifache Verbindungen, wenn sein Ueberschuſs an Säure mit einer anderen Basis gesättiget wird. Man benutzt es zum Ausmachen von Tintenflecken, in der Heilkunst aber als ein kühlendes Mittel. Es wird zuweilen mit *Cremor tartari* verfälscht, giebt aber dann beim Verbrennen Kohle. Bisweilen enthält es auch saures schwefelsaures Kali; dieses ist aber leichtlös-

lich und giebt überdieſs mit Blei oder Barytsalzen einen in Salpetersäure unauflöslichen Niederschlag.

Wollaston hat bei den, schon oben S. 622. angeführten Versuchen entdeckt, daſs das Alkali in dem gewöhnlichen sauren Salze mit doppelt soviel Säure, als im neutralen, gesättiget ist, daſs aber, wenn man das saure Salz in verdünnter Salzsäure oder Salpetersäure auflöst und abdunstet, ein Salz mit noch gröſserem Ueberschuſs von Kleesäure erzeugt wird, worin das Kali mit viermal soviel Kleesäure, als im neutralen, verbunden ist. Er nannte diese Salze Bioxalat und Quadroxalat; ein Trioxalat konnte er nicht hervorbringen. Berard hat seitdem erwiesen, daſs das im Handel vorkommende saure Salz nicht selten das Quadroxalat ist. Es ist schwerer auflöslich als das Bioxalat.

Das kleesaure Kali wird durch Sättigung des vorigen mit Kali erhalten. Es zersetzt sich, nach Fourcroy's Angabe, beim Abdampfen, indem zuerst ein saures und dann ein basisches Salz anschieſst.

Saures weinsteinsaures Kali (*Cremor tartari*). Wenn säuerliche Weine ausgegohren haben, setzt sich am Boden und den Wänden der Gefäſse eine krystallinische Rinde an, welche man Weinstein (*Tartarus*) nennt, und die nach der Farbe des Weins roth oder graulich gelb ist. Sie besteht aus saurem weinsteinsauren Kali, und ist von Farbestoff, Hefen und anderen Körpern verunreiniget, die sich beim Klären des Weins absetzen. Man reiniget sie dadurch, daſs man sie in kochendem Wasser auflöst, und die gesättigte Lösung abkühlen läſst, wobei ein weiſseres Salz anschieſst. Es hat einen sauren, weniger angenehmen Geschmack, als das saure kleesaure Kali, und enthält $4\frac{3}{4}$ Prozent Wasser, welches durch Wärme nicht ohne Zerstörung des Salzes ausgetrieben werden kann. Das Wasser enthält eben soviel Sauerstoff, als das Kali des Salzes, welches mit doppelt soviel Säure als im neutralen Salze verbunden ist. Man sollte wohl annehmen können, daſs der *Cremor tartari* ein Doppelsalz sei, in welchem Wasser und Kali die Basen bilden.

Es wird in der Hitze leicht zerstört, giebt dabei einen eigenen sauren und stechenden Dampf, und läſst ein kohliges, schwammiges Kali zurück, welches sich nur schwer wieder weiſs brennen läſst. Bei der Destillation giebt der Weinstein sehr viel kohlensaures Gas, Kohlen-Wasserstoffgas, brenzliches Oel, Essig und etwas kohlensaures Ammoniak. Die saure Flüssigkeit, welche man dabei erhält, wird in den Apotheken unter der Benennung der brenzlichen Weinsteinsäure benutzt. — Dieses Salz ist schwerlöslich und erfordert 95 Theile kaltes und 15 Theile kochendes Wasser. Es kann durch stärkere Säuren nicht völlig zerstört werden; es schlägt sich vielmehr aus allen Kalisalzen nieder, wenn diesen Weinsteinsäure in beträchtlichem Ueberschusse zugesetzt wird. Man scheidet auf diese Weise oft die Kalisalze von den Natronsalzen; nur muſs man dabei nicht auſser Acht lassen, daſs es auch ein saures weinsteinsaures Natron giebt, welches nur 9 Theile kaltes Wasser zu seiner Auflösung bedarf.

Der im Handel vorkommende *Cremor tartari* enthält zugleich veränderliche Mengen von weinsteinsaurem Kalk. Bucholz fand 14,3 Prozent darin. Vauquelin verglich mehrere Sorten mit einander und fand einen veränderlichen Gehalt von 5 bis 7 Prozent weinsteinsauren Kalk darin. Dieser Kalk scheidet sich bei der Sättigung des Salzes mit Kali nicht völlig aus. Der *Cremor tartari* kommt oft mit Sand, Thon u. dgl. m. verfälscht vor, was sich aber leicht entdecken läſst, wenn man ihn in einer warmen alkalischen Lauge auflöst, wo diese Körper ungelöst zurückbleiben.

Weinsteinsaures Kali (*Tartarus tartarisatus*) erhält man, wenn man das saure Salz vollkommen mit Kali sättiget. Es ist schwer zum Krystallisiren zu bringen; die Krystalle enthalten kein chemisch gebundenes Wasser, werden aber an der Luft feucht. Man raucht das Salz gewöhnlich bis zur Trockne ab. Es läſst sich in 4 Theilen kalten, und beinahe in allen Verhältnissen kochenden Wassers auflösen.

Weinsteinsäure, Boraxsäure und Kali geben zusammen ein eigenes Doppelsalz, welches den Namen *Cremor tartari solubilis* erhalten hat. Wenn 4 Theile *Cremor tartari* mit 1 Theil Boraxsäure gemengt und mit kochendem Wasser übergossen werden, so löst sich das Gemenge nach einer Weile auf und man erhält ein saures Salz, welches sich nicht zur Krystallisation bringen läſst. Wenn dieses Salz in der Luft getrocknet wird, so erhält man ein Salzpulver, welches nur $4\frac{1}{2}$ Theil statt der angewandten 5 Theile wiegt, weil die Boraxsäure ihr Wasser fahren läſst, auch bei ihrer Vereinigung mit der überschüssigen Weinsteinsäure im *Cremor tartari* zugleich das Wasser aus diesem austreibt, welches mit jenem zusammen $\frac{1}{2}$ Gewichtstheil ausmacht. Wenn man die Lösung des Salzes bis zur starken Concentrirung abdampft und dann kochend ausgieſst, so erstarrt sie zu einer durchsichtigen Masse, die an der Luft nicht feucht wird, und 34 Prozent Wasser enthält, welches aber leicht daraus verdunstet. Die Natur dieser Verbindung hat mehrere Untersuchungen veranlaſst, von welchen aber, meines Erachtens nach nicht Eine eine richtige Erklärung davon giebt. Unter denselben sind vorzüglich Vogel's Versuche, von welchem ich diese Beschreibung entlehne, mit Genauigkeit und Ausführlichkeit angestellt. Am richtigsten möchte diese Verbindung wohl als saures Doppelsalz anzusehen sein, in welchem die Borax- und Weinsteinsäure sich in das Kali getheilt haben, und nach den Verhältnissen, welche Vogel zu dessen Bereitung angiebt, bei welchen der Alkohol keine Boraxsäure aus der Verbindung aufnimmt, enthält die Weinsteinsäure 15, die Boraxsäure über 6 mal soviel Sauerstoff, als das Kali, womit jede derselben verbunden ist, das Kali aber ist so zwischen ihnen vertheilt, daſs die Weinsteinsäure $\frac{2}{3}$, die Boraxsäure aber $\frac{1}{3}$ davon aufnimmt. Daher schmeckt und reagirt dieses Salz stark als freie Säure. Es löst sich in $\frac{3}{4}$ kaltem und in $\frac{1}{4}$ seines Gewichts kochendem Wasser. Von den stärkeren Säuren wird es eben so wenig, als vom Alkohol zerlegt. Nach dem Brennen hinterläſst es basisch boraxsaures Kali, welches

mit kohlensaurem Kali gemengt ist. Es wird in der Medizin benutzt.

Das citronensaure Kali zerfließt in der Luft. Es macht den Hauptbestandtheil eines Heilmittels, der *Mixtura salina*, aus.

Das äpfelsaure Kali bildet eine zerfließende Salzmasse.

Das benzoësaure Kali wird in der Luft feucht; löst sich sowohl im Alkohol, als im Wasser, und hat einen scharfen salzichten Geschmack.

Das galläpfelsaure Kali giebt ein krystallisirendes Salz, welches übrigens noch nicht weiter untersucht ist.

Das schleimsaure Kali ist im Wasser schwer löslich, indem es 8 Theile kochendes Wasser zu seiner völligen Auflösung erfordert, wobei nach dem Erkalten der gröſste Theil davon wieder in Gestalt eines feinkörnigen Krystallpulvers anschieſst.

Das bernsteinsaure Kali verwittert in der Wärme auf der Oberfläche, wird aber in kalter Luft feucht und knistert auf glühenden Kohlen.

Das honigsteinsaure Kali ist gewöhnlich sauer.

Das ameisensaure Kali gleicht dem essigsauren, wird aber nicht so leicht feucht. Bei der Bereitung wird es so lange eingekocht, bis es nicht mehr raucht. Es wird nach dem Erkalten fest.

Das blausaure Kali, d. h. das Cyan-Kalium wird erhalten, wenn einer Lauge von Aetzkali Blausäure bis zur vollen Sättigung zugesetzt wird. Diese Verbindung mit Blausäure allein und ohne Zusatz von Eisenoxydul ist sehr lose und wird von dem Sauerstoffgase und der Kohlensäure der atmosphärischen Luft, und selbst durch Kochen zerstört. Besser hält sie sich in trockener Gestalt. Die erhaltene Lösung schmeckt nach bitteren Mandeln und reagirt wie Alkali, selbst wenn es keine Blausäure mehr aufnimmt. Wird sie in freier Luft abgedunstet, so wird theils die Blausäure von der Kohlensäure ausgetrieben, theils wird sie zerstört, wobei blausaures

Ammoniak entwickelt wird. Beim Abdampfen in der Retorte erleidet sie beinahe dieselben Veränderungen, jedoch in minderem Grade. Wenn man die Lösung dieses Salzes in einem verschlossenen Gefäſse aufbewahrt, so wird es nach einiger Zeit zerstört und hinterläſst kohlensaures Kali und Ammoniak.

Nach einer von Richter gegebenen Vorschrift, die ich aber nicht zu prüfen Gelegenheit gehabt habe, wird dieses Salz mit den geringsteu Kosten gewonnen, wenn man durch Kochen mit Wasser coagulirtes, von seinen Salzen gereinigtes und darauf getrocknetes und gepulvertes Blut mit einer Auflösung von halb soviel reinem basisch kohlensauren Kali mengt und damit zur trocknen Masse abraucht. Dieselbe wird dann in einem geräumigen Tiegel gebrannt und, sobald das Aufblähen derselben aufhört, niedergedrückt und geglüht, so lange bis sich keine flatternden Flammen mehr auf dessen Oberfläche zeigen. Man nimmt sie dann sogleich aus dem Feuer und läſst sie abkühlen. Die kohlige Masse wird in Alkohol eingeweicht, der ein Salz daraus auflöst, welches ich weiter unten beschreiben werde, das blausaure und basisch kohlensaure Kali aber ungelöst zurückläſst. Diese werden nun im Wasser aufgelöst und zur Wegschaffung des kohlensauren Kali's so lange mit essigsaurem Kalke versetzt, als noch kohlensaurer Kalk gefällt wird, dann aber filtrirt und schnell bis zum Entstehen des Salzhäutchens abgedampft. Man läſst es nun 24 Stunden lang auf einer kühlen Stelle anschieſsen, und das krystallisirte Salz ist nun reines blausaures Kali. Man bringt es auf Löschpapier, spült es mit Alkohol ab und drückt alle Feuchtigkeit heraus. Es wird trocken aufbewahrt. Die rückständige Lauge enthält neben essigsaurem Kali und Cyankalium auch noch einen Antheil kohlensaures Kali, welches sich beim Einkochen auf Kosten des Cyans von neuem bildet; sie muſs daher während des Abdunstens mit essigsaurem Kalke behandelt werden, um das kohlensaure Kali fortzuschaffen, welches sonst mit den blausauren Salzen anschieſst.

Vielleicht wäre es bei diesem Verfahren am rathsamsten, wenn man die gebrannte Salzmasse in so wenig Wasser wie möglich auflöste, sie dann mit einer concentrirten Lösung von essigsaurem Kalke niederschlüge, und nach Abseihung des Kalks, so lange mit Alkohol versetzte, als noch Cyankalium gefällt wird. Man würde dadurch dem bedeutenden Verluste an Salz entgehen, welches beim Abrauchen zerstört wird.

Man prüft das Cyankalium auf kohlensaures Kali, wenn man es mit 5 Theilen wasserfreiem Alkohol übergiefst, der mit $\frac{2}{3}$ vom Gewichte des Salzes concentrirter Essigsäure, von wenigstens 1,056 specifischem Gewichte gemengt ist. Entsteht dabei kein Aufbrausen, so war das Salz rein; im entgegengesetzten Falle entwickelt sich ein Gemenge von kohlensaurem und blausaurem Gase, wobei das kohlensaure Kali in essigsaures verwandelt und im Alkohol aufgelöst wird. Derjenige Theil des Cyankaliums, welcher nicht zerlegt wird, bleibt zurück; verabsäumt man aber das Niederschlagen durch essigsauren Kalk, so ist das Salz gewöhnlich so kohlensäurehaltig, dafs alles zusammen zersetzt wird.

Bei Bereitung des eisenfreien Cyankaliums mufs man vorzüglich auf zwei Hauptumstände Acht geben, *a)* dafs man nicht eher zu feuern aufhört, als bis die *flatternde* Flamme verschwunden ist, dann aber *nicht* weiter fortfeuert. In beiden Fällen bekommt man eine gelbe, eisenhaltige Verbindung, *b)* dafs die Abdampfung so schnell als möglich und auf flachen Gefäfsen geschehe, damit die Lösung nicht durch langwierige Hitze zersetzt werde.

Man erhält auch Cyankalium, wenn man Kohle mit Kali brennt; doch bildet es sich dabei in ganz geringer Menge; ein kleiner Zusatz von Salmiak vermehrt dasselbe durch den Zutritt von Stickstoff, welcher zu seiner Bildung nothwendig erforderlich ist. Dafs Cyankalium, welches auf einerlei Weise, aber in verschiedenen Bränden bereitet worden ist, Metallniederschläge von nicht ganz gleicher Färbung giebt, rührt davon her, dafs demselben ungleiche Antheile von dem in Alkohol löslichen Salze,

das heiſst von Schwefel-Cyankalium, beigemengt sind, wenn auf dessen Entfernung nicht die gehörige Aufmerksamkeit verwendet worden ist.

Das krystallisirte Cyankalium schmeckt scharf, etwas alkalisch und nachher stark nach bittern Mandeln. Es reagirt wie Alkali auf Kurkumepapier, geröthetes Lakmuspapier und Veilchensaft, ungeachtet es weder den essigsauren Kalk, noch die schwefelsaure Talkerde niederschlägt. Es braust nicht mit Schwefelsäure oder Salzsäure auf, zum Beweis, daſs es weder freies caustisches, noch auch basisch kohlensaures Kali enthält. Man würde daher dieses Salz als ein basisch kohlensaures Kali ansehen können, wenn nicht auch das mit Kohlensäure völlig gesättigte Kali dieselbe Eigenschaft hätte.

Wenn man dieses Salz mit Wasser übergieſst, fängt es an sich zu zersetzen, doch geht die Zersetzung bei der gewöhnlichen Temperatur und in verdeckten Gläsern langsam vor sich; in der Luft hingegen und bei höherer Temperatur geht sie schneller von statten. Der Kohlenstoff des Cyans verbindet sich dabei mit dem Sauerstoffe des Wassers und der Luft zu Kohlensäure, der Stickstoff aber mit dem Wasserstoffe der Säure und des Wassers zu Ammoniak. Es bildet sich aber dabei mehr Kohlensäure, als zur Sättigung des zerstörten Salzes erforderlich ist; durch diesen Ueberschuſs wird ein Theil der Blausäure ausgetrieben und nebst blausaurem und kohlensaurem Ammoniak verflüchtiget, so daſs zuletzt nur kohlensaures Kali zurückbleibt.

Tropft man eine frisch bereitete Auflösung dieses Salzes in eine Lösung von rothem salzsauren Eisen, so entsteht ein röthlich brauner Niederschlag, weil die Blausäure keine Verwandtschaft zum Eisenoxyde allein hat, wenn es nicht zugleich einen Zusatz von Eisenoxydul enthält, womit sie dann die unter dem Namen Berlinerblau bekannte Verbindung bildet. Läſst man das Gemenge eine Weile stehen, so wird auf Kosten eines Theils der freigebliebenen Blausäure ein Antheil Eisenoxyd zu Oxydul reducirt, und die Säure verbindet sich dann mit

beiden zum Berlinerblau, indem der Niederschlag nach und nach dunkler wird. Ein Ueberschuſs von blausaurem Kali löst den Niederschlag mit gelber Farbe auf.

Schwefelblausaures Kali, d. h. Schwefelcyankalium, wird erhalten, wenn man das sogenannte eisenblausaure Kali (Cyaneisen mit Cyankalium) mit der Hälfte seines Gewichts Schwefel mischt und in einem gläsernen Kolben erhitzt, bis daſs die Masse vollkommen schmilzt. Der Schwefel verbindet sich dann mit den Cyanmetallen zu Schwefelcyan-Metallen. In der Hitze aber, die erforderlich ist, um die Verbindung zu vollenden, fängt schon das Schwefelcyaneisen an sich zu zerlegen, es wird Schwefeleisen gebildet, und Schwefelkohlenstoff mit Stickgas entbunden. Die geschmolzene Masse wird vom Schwefeleisen schwarz. Die Verbindung des Schwefels mit den Cyanmetallen fängt schon bei einer Temperatur, die den Schmelzpunkt des Schwefels unbedeutend übersteigt, an; zu ihrer Vollendung aber muſs die ganze Mischung völlig schmelzen *). Bei einer zu hohen Temperatur wird das Schwefelcyaneisen ganz zerlegt, was vermieden werden sollte, weil man nachher das Eisensalz durch kohlensaures Kali zersetzen kann, und dadurch eine gröſsere Ausbeute bekommt. Die geschmolzene Masse wird in Wasser aufgelöst und durchgeseihet. Der schwarze Rückstand auf dem Filter ist Schwefeleisen in Maximum. Die Flüssigkeit wird durch Oxydation des Eisens bald roth. Man mischt sie mit kohlensaurem Kali und filtrirt sie. Die Auflösung wird eingetrocknet, und der Rückstand in Alkohol aufgelöst, welcher das überschüssig zugesetzte kohlensaure Kali nicht auflöst. Die

*) Wenn die Bildung unvollständig ist, so erhält man durch Auflösung in Wasser eine Flüssigkeit, welche Eisensalze mit der nämlichen Farbe fällt, wie die Galläpfelsäure. In verdünnten Auflösungen wird die Farbe röthlich braun, in mehr concentrirten aber schwarz. Durch Mischung von eisenblausaurem mit schwefelblausaurem Kali bekommt man auch eine ähnliche Flüssigkeit. Hier ist also gar keine Galläpfelsäure mit im Spiel.

geistige Auflösung wird abgedampft und nachher in trockener Luft sich selbst überlassen, wo dann das Salz nach und nach anschiefst. In diesem Zustande ähnelt es sehr dem Salpeter. Es ist im Wasser sehr auflöslich und zieht es sogar aus der Luft an, wenn diese feucht ist. Es hat einen kühlenden, dem des Salpeters ähnlichen salzigen Geschmack. Erhitzt man dieses Salz in Gefäfsen, die dem Zutritt der Luft geschlossen sind, so schmilzt es, wird dann durchsichtig, kann geglüht werden ohne sich zu zersetzen, und wird durch Abkühlung wieder fest, krystallinisch und undurchsichtig. Beim Zutritt der Luft wird es zerlegt, und wenn diese feucht ist oder wenn das Salz nicht ausgetrocknet ist, wird der Kohlenstoff oxydirt, es entbindet sich kohlensaures Ammoniak und es wird Schwefelkalium gebildet. Wird es nachher in Wasser aufgelöst, so schmeckt und reagirt es hepatisch. In einer grofsen Menge Wasser aufgelöst, zerlegt es sich mit der Zeit auf Kosten der Luft. Das Cyankalium ist so zusammengesetzt, dafs das Kalium, wenn es oxydirt wird, mit dem ebenfalls zur Säure oxydirten Stickstoff neutralen Salpeter, mit dem Kohlenstoff saures kohlensaures Kali und mit dem Schwefel saures schwefelsaures Kali, bilden kann.

Cyanschwefel-Kalium wird, nach Wöhler's Versuchen, erhalten, wenn der Cyanschwefel-Wasserstoff (d. h. das gelbe Pulver, welches sich durch Zersetzung der Schwefelblausäure bildet) mit einer kaustischen Kalilauge übergossen wird. Es nimmt Kali aus der Flüssigkeit auf und wird dunkler von Farbe, löst sich aber nicht auf. Es ist nun in Schwefelcyan-Kalium verwandelt. Man giefst die Flüssigkeit ab und spült das Alkali von dem Unaufgelösten mit Alkohol ab. Wenn es nun mit reinem Wasser übergossen wird, ändert es seine Farbe ins Rubinrothe um, löst sich im Wasser auf und bildet eine braunrothe Flüssigkeit, die völlig neutral ist. Nach dem Abdampfen bleibt eine nicht krystallinische, rothbraune Masse zurück, welche beim völligen Austrocknen Risse bekommt. Von reinem Wasser wird sie unverän-

dert wieder aufgenommen, löst sich aber nicht in alkalihaltigem Wasser auf. Wird die trockene Verbindung bei Ausschliefsung der Luft erhitzt, so wird sie so zerlegt, dafs sich Schwefel sublimirt und Schwefelcyan-Kalium in geschmolzenem Zustande zurückbleibt. Das Cyanschwefel-Kalium wird durch Säuren zerlegt, und Cyanschwefel-Wasserstoff daraus niedergeschlagen. Es giebt mit Eisenoxydauflösungen keine rothe Farbe und schlägt Blei- Silber- Quecksilber- und Kupfersalze mit gelber Farbe nieder.

Die Verbindung des Kali's mit dem Cyan, Cyankali, erhält man, wenn man entweder das Cyangas von Aetzkali verschlucken läfst, oder das Gas über glühendes kohlensaures Kali, oder auch blausaures Gas über glühendes Aetzkali leitet. Im ersten Falle bekommt man eine braungelbe Flüssigkeit, welche Cyan in Ueberschusse enthält. Im anderen Falle wird das kohlensaure Gas ausgetrieben und man erhält eine neutrale Verbindung; im dritten Falle endlich läfst das blausaure Gas seinen Wasserstoff fahren, welcher entweicht. Gay-Lussac hat weiter keine Eigenschaften dieser Verbindung näher untersucht, als die, welche bereits beim Cyan angeführt worden sind, und aus welchen sich ergiebt, dafs das Cyan beim Zusatz einer Säure sehr leicht zersetzt wird. Das Cyankali hat die, seiner Benennung wenig entsprechende Eigenschaft, dafs es aus neutralen Eisensalzen kein Berlinerblau niederschlägt; setzt man aber freie Säure zu, so wird Blausäure erzeugt und ein blauer Niederschlag hervorgebracht.

Hydrothionsaures Kali oder Hydrothionkali ist eigentlich nur als Schwefelkalium zu betrachten, das Schwefelkalium läfst sich aber mit noch einem Antheil Schwefelwasserstoff verbinden, und kann dann krystallisirt erhalten werden. Ich werde es beim Schwefelkalium im zweiten Theile näher beschreiben.

2. Natron-Salze.

Das schwefelsaure Natron (Glaubersalz) findet sich häufig in der Natur und wird bei mehreren techni-

schen Arbeiten als Nebenprodukt erhalten. Die Krystalle desselben sind zuweilen von ungewöhnlicher Gröfse und durchsichtig. Es besitzt einen Anfangs kühlenden und dann bitteren Geschmack; verwittert an der Luft und zerfällt zu einem weifsen Pulver, wobei es ungefähr 0,56 am Gewichte verliert. Uebergiefst man es dann mit einer gleichen Menge Wasser, so erstarrt es damit nach einer Weile zu einer salzartigen Masse. Es schmilzt leicht in seinem Krystallwasser, das zerfallene (fatiscirte) Salz aber erfordert eine sehr strenge Hitze zum Flüssigwerden. Es wird in 2,857 Theilen kaltem und in 0,8 Theilen kochendem Wasser aufgelöst. Mit Kieselerde gemengt giebt es beim Schmelzen Glas, während die Schwefelsäure durch die gegenseitige Verwandtschaft der Erde und des Alkali's ausgetrieben wird.

Wenn man dieses Salz in gleichen Theilen kochenden Wassers in einer Florentiner Flasche auflöst und die Flasche, nachdem die Luft durch die Wasserdämpfe daraus vertrieben ist, verschliefst und abkühlen läfst, so krystallisirt das Salz nicht. Oeffnet man aber dann die Flasche und läfst die Luft eindringen, so krystallisirt es in wenigen Augenblicken. Dieser Umstand gab Anlafs zu der Vermuthung, dafs die Salze unter dem Drucke der Luft leichter krystallisirten; allein Gay-Lussac hat bewiesen, dafs der Luftdruck nichts dabei wirke, weil die kleinste eindringende Luftblase schon Krystallisation bewirkt, und weil übrigens diese Erscheinung sonst bei keinem anderen Salze eintritt. Wenn man, statt die Flasche zu verkorken, die Lösung während des Kochens mit einer Schicht Terpentinöl übergiefst, welche den Zutritt der Luft ausschliefst, so entsteht keine Krystallisation; bringt man aber einen fremden festen Körper hinein, so nimmt sie ihren Anfang.

Das Glaubersalz wird in der Heilkunst häufig wie ein gelindes und kühlendes Abführungsmittel gebraucht; auch wird es zur Bereitung von Natron angewandt.

Das saure schwefelsaure Natron wird aus Schwefelsäure und Glaubersalz bereitet. Es wird in

der Luft feucht und löst sich in 2 Theilen kaltem Wasser.

Das schweflichtsaure Natron hat einen kühlenden schweflichten Geschmack, verwittert auf der Oberfläche; schmilzt in seinem Krystallwasser und wird durch fortgesetztes Brennen in schwefelsaures Natron umgewandelt. Es ist in 4 Theilen kaltem und weniger als gleichen Theilen warmen Wasser löslich. Wenn man eine Auflösung des geschwefelten Natriums in Wasser in der freien Luft stehen läſst, so wird nach und nach ein Theil des Schwefels zur unvollkommenen Säure oxydirt, und wenn die Lösung hinlänglich concentrirt war, so schieſst daraus ein farbenloses Salz in groſsen Krystallen an, welches alkalisch und hepatisch schmeckt. Dieses Salz ist unterschweflichtsaures Natron.

Das salpetersaure Natron (cubischer Salpeter) erhält man am leichtesten, wenn man die Erdsalze in der Salpeter-Mutterlauge mit kohlensaurem Natron niederschlägt und dann die Lauge zum Krystallisiren abdampft. Hält dieselbe viel Ueberschuſs an Alkali, so krystallisirt das Salz sehr langsam. — Es hat einen scharfen, kühlenden Geschmack; löst sich in 2 Theilen kaltem und weit weniger kochendem Wasser, so daſs es am besten während des Abkühlens anschieſst. Es wird in der Luft leicht feucht und taugt daher nicht zu Schieſspulver. Wenn man aus 5 Theilen desselben mit 1 Theil Schwefel und 1 Theil Kohle Schieſspulver bereitet, so brennt dieses 3 mal langsamer ab, als ein ähnliches, mit Salpeter gemachtes Pulver. Es brennt mit einer schönen, pomeranzengelben Farbe und kann daher zu Feuerwerken benutzt werden. Die Säure wird beim Verbrennen des Salzes unvollkommen zerlegt, und Stickstoffoxydgas, mit etwas gasförmigem Stickstoffoxydul gemengt, entwickelt.

Phosphorsaures Natron findet sich in ansehnlicher Menge im Urin, wird aber am besten aus Phosphorsäure und Natron unmittelbar zusammengesetzt. Man übergieſst 3 Theile gebrannte Knochen mit 2 Theilen con-

centrirter Schwefelsäure, welche mit 24 Theilen Wasser verdünnt worden, und digerirt das Gemenge 24 Stunden lang unter fleiſsigem Umrühren, seiht es dann durch Leinwand, und laugt den ungelösten Gyps wohl mit Wasser aus. Die durchgegangene Flüssigkeit wird dann abgedampft, so daſs der gröſste Theil des aufgelösten Gypses sich absetzt; hierauf wird dieselbe wieder filtrirt, mit Wasser verdünnt und mit basisch kohlensaurem Natron gefällt. Die saure Flüssigkeit, welche Phosphorsäure, phosphorsauren Kalk und etwas Gyps enthielt, wird durch das Natron zerlegt, so, daſs der neutrale phosphorsaure Kalk, mit etwas kohlensaurem Kalke gemengt, niedergeschlagen wird, das phosphorsaure Natron aber, mit einem geringen Antheile schwefelsauren Natron gemengt, in der Lösung zurückbleibt. Diese wird filtrirt und zum Krystallisiren abgedunstet.

Dieses Salz hat eine Neigung basisch zu werden, so daſs es am besten aus einer Auflösung anschieſst, welche etwas Ueberschuſs vom Alkali enthält. Es löst sich in 4 Theilen kalten und 2 Theilen kochenden Wassers; zerfällt an der Luft auf der Oberfläche; zerflieſst in der Wärme in seinem Krystallwasser und schmilzt beim Glühen zu einer klaren Glasperle, die beim Erkalten undurchsichtig wird. Es wird in der Medizin als Laxirmittel gebraucht.

Phosphorichtsaures Natron hat einen nicht unangenehmen kühlenden Geschmack, verwittert äuſserlich, schmilzt vor dem Löthrohre, schäumt, verbreitet dabei ein schönes phosphorichtes Licht und wird dabei phosphorsauer. Es ist in 2 Theilen kalten und weit weniger kochenden Wassers löslich.

Das kohlensaure Natron erhält man, wenn 1 Theil reines basisch kohlensaures Natron in 2 Theilen Wasser aufgelöst und bei + 10° mit soviel Kohlensäure geschwängert wird, als es aufzunehmen vermag. Das Salz schlägt sich entweder nieder, oder, wenn die Lösung etwas mehr verdünnt war und langsam mit Kohlensäure geschwängert wurde, krystallisirt es in ganz kleinen Kry-

stallen. Es schmeckt schwach alkalisch und reagirt zwar nicht auf Kurkumepapier, wohl aber auf Fernambuck- und geröthetes Lakmuspapier alkalisch. Es ist in 13 Theilen kalten Wassers löslich. Im kochendheiſsen Wasser wird es mit Entwickelung von kohlensaurem Gase zerlegt; eben so auch beim gelinden Abdampfen, wo jedoch ein Theil davon unverändert anschieſst. Es hält sich in der Luft und wird nur auf der Oberfläche etwas trübe. Im Kalten trübt es die Auflösungen der Talksalze nicht. Das Salz, welches man bei Zerlegung des kohlensauren Natrons durch Kochen erhält, soll, nach Philips, eine eigenthümliche Verbindung zwischen dem neutralen und basischen Salze sein. Es ist leichter als das erstere, und schwerer als das letztere im Wasser löslich. Es fatiscirt nicht in der Luft und enthält das Natron mit $1\frac{1}{2}$ Mal soviel Kohlensäure gesättiget, als im basischen Salze; d. h. der Sauerstoff der Basis verhält sich zum Sauerstoffe der Säure wie 1 : 3. Es enthält 21,8 Prozent Wasser, kommt zuweilen unter dem Namen Trona-Salz im Handel vor, und enthält gewöhnlich einige Prozente schwefelsaures und salzsaures Natron.

Basisch kohlensaures Natron. Schon beim Natron habe ich erwähnt, daſs dieses Salz aus Soda bereitet wird, die man im Wasser auflöst, durchseiht, zur Krystallisation abdampft, und wenn dann bei + 15° nichts mehr anschieſst, einer Temperatur von 0° oder einiger Grade mehr aussetzt, wo dann das basische Salz krystallisirt. Es zerfällt in trockener Luft; löst sich in 2 Theilen kaltem und 1 Theil kochendem Wasser, und schmilzt leicht in seinem Krystallwasser, welches 61 Prozent seines Gewichts ausmacht. Wenn man die geschmolzene Masse abgieſst, findet man einen Theil des Salzes ungeschmolzen, welches sein Wasser an das Geschmolzene abgegeben hat, und dampft man das letztere stark ab, so schieſst daraus ein Salz an, welches entweder weniger, oder gar kein Krystallwasser enthält und in der Luft nicht fatiscirt. Wenn man geschmolzenes basisch kohlensaures Natron gerinnen läſst, so sinkt dessen Tempera-

peratur bis auf $+ 29°$ oder $+ 29\frac{1}{4}°$ herab; schüttelt man aber die Masse um, so steigt sie schnell bis auf $+ 33\frac{2}{3}°$ und hält sich auch darauf während des Gerinnens, so daſs $+ 33\frac{2}{8}°$ der Gefrierpunkt dieses Salzes zu sein scheint.

Das basisch kohlensaure Natron wittert oft in Gestalt eines feinen Filzes aus alten Mauern aus, wo es vermuthlich von einer langsamen Zerlegung des Kochsalzes durch den zum Mauern gebrauchten Kalk erzeugt wird. Beim Glühen ist es weniger streng schmelzbar als das Kalisalz.

Das salzsaure Natron (Kochsalz) kommt in der Natur häufiger, als irgend ein anderes im Wasser lösliches Salz vor. Man trifft es theils in fester Gestalt in ganzen Lagern, theils in Brunnen und Quellen, theils in den Gewässern des groſsen Oceans. Alle unsere Quellwasser enthalten eine gröſsere oder geringere Menge Kochsalz. Wo das Kochsalz nicht in trockener fester Gestalt vorkommt, muſs es aus seinen Lösungen durch Abdampfen gewonnen werden. Mit Meerwasser geschieht dieſs besonders im südlichen Europa und hauptsächlich am Mittelmeere, dessen Wasser salziger als das im Ocean ist, auf die Weise, daſs man das Meerwasser andämmt, und durch die Sonne langsam abdunsten läſst. In Deutschland und in anderen Ländern, wo man das Salz aus Sohlen gewinnt, geschieht das Abdampfen durch Einkochen; doch dunstet man es, um die Brennmittel zu sparen, erst in freier Luft auf sogenannten Gradierwerken ab. Diese Gradierwerke sind hohe Gebäude, welche nach allen vier Wänden mit buschigem Reiſsholze (Dornen) durchflochten sind, über und durch welche das Wasser nach und nach durchtropft. Das Salzwasser (die Sole) erhält dadurch die gröſstmögliche Oberfläche und verdunstet sehr schnell. Wenn man findet, daſs es nach wiederholter Gradierung einen gewissen Grad von Stärke erlangt hat, so wird es in eisernen (oder bleiernen) Pfannen eingekocht, bis sich das Salz krystallisirt.

Das Salz, welches man bei einem oder dem anderen

von diesen Verfahrungsarten gewinnt, ist indessen nicht rein, sondern von salzsaurem Kalk und vorzüglich von salzsaurer Talkerde verunreiniget, daher es die Eigenschaft besitzt, in der Luft feucht zu werden. Um es daher völlig chemisch rein zu machen, mufs es in Wasser aufgelöst und so lange mit basisch kohlensaurem Natron versetzt werden, als noch ein Niederschlag erfolgt; dann wird es filtrirt und zum Krystallisiren abgedampft. Zum hauswirthschaftlichen Gebrauche ist es jedoch meist rein genug, und als Tafelsalz reiniget man es durch Brennen, wodurch die Salzsäure aus der Talkerde ausgetrieben und der färbende Stoff des Salzes zerstört wird. Es wird nachher wieder in Wasser aufgelöst und krystallisirt.

Das Kochsalz krystallisirt in Würfeln, deren Seitenflächen oft nach dem Mittelpunkte des Würfels zu, treppenförmig vertieft sind. Es ist im kalten Wasser beinahe eben so leicht löslich, wie im kochenden. Vom erstern werden $2\frac{14}{17}$ und vom letztern $2\frac{13}{17}$ dazu erfordert, so dafs das Kochsalz beim Abkühlen nicht krystallisirt, sondern nur beim fortgesetzten Abdampfen. Es löst sich leicht im Weingeist, im wasserfreien Alkohol aber nur äufserst unbedeutend auf. Es enthält kein Krystallwasser. Auf glühende Kohlen gestreut zerknistert es wegen des mechanisch darin eingeschlossenen Wassers (es decrepitirt); schmilzt erst bei hoher Temperatur und verflüchtiget sich bei einer noch höheren. Wird das Kochsalz mit eisenhaltiger Kiesel- oder Thonerde gemengt, so schmilzt das Natron mit diesen zusammen, und die Salzsäure wird mit dem Eisen ausgetrieben. Hierauf gründet sich die Salzglasur des Steinguts; das Kochsalz wird in den Brennofen geworfen, sublimirt sich und setzt sich auf die Gefäfse fest, deren Oberfläche mit einer Glaskruste überzogen wird, während das salzsaure Eisenoxyd sich verflüchtigt.

Das oxydirt salzsaure Natron erhält man auf dieselbe Weise wie das Kalisalz; es ist aber eben so leicht löslich, wie das zugleich sich bildende Kochsalz, und daher von diesem schwer zu reinigen. Man kann indessen

beide Salze durch Alkohol von einander scheiden, indem das oxydirt salzsaure sich in gröfserer Menge darin auflöst, und dann durch das Krystallisiren wieder erlangt werden kann. Es wird gern in der Luft feucht, schmeckt kühlend und ziemlich wie Kochsalz, und hat mit dem Kalisalze einerlei Eigenschaften.

Das jodsaure Natron findet sich in der, bei Bereitung der Soda aus Kelp oder Varek rückständig verbleibenden Mutterlauge, kann aber doch nur rein erhalten werden, wenn das Superoxyd in ätzendes Natron aufgelöst wird, was auf dieselbe Weise geschieht, wie beim jodsauren Kali angegeben worden ist. Die Krystalle enthalten viel Krystallwasser, zerfliefsen aber dessen ungeachtet an der Luft. Wenn das Krystallwasser ausgetrieben ist, schmilzt das trockene Salz leicht, verliert aber dabei etwas von seiner Säure, nimmt einen alkalischen Geschmack an und reagirt wie Alkali. Beim Glühen ist es flüchtig, doch weit weniger bedeutend als das jodsaure Kali. 100 Theile Wasser von + 14° lösen 173 Theile davon auf; auch im Alkohol ist es löslich.

Das oxydirt jodsaure Natron wird eben so wie das Kalisalz bereitet. Es schmilzt in der Hitze wie Salpeter, wird dabei zerlegt und giebt Sauerstoffgas, das mit etwas Jodsuperoxyd gemengt ist, und hinterläfst ein etwas basisches jodsaures Natron. 100 Theile Wasser von + $14\frac{1}{4}$ lösen 7,3 Theile des Salzes auf. Im Alkohol ist es nicht auflöslich.

Basisches oxydirt jodsaures Natron erhält man durch Versetzung des neutralen Salzes mit mehr ätzendem Natron. Es ist leichter löslich als das neutrale, schmeckt alkalisch und enthält viel Krystallwasser; verändert sich nicht an der Luft, schmilzt in der Wärme und verpufft auf Kohlen.

Das flufssaure Natron wird durch Sättigung der Flufssäure mit basisch kohlensaurem Natron bereitet. Die Kieselerde, welche in der Säure enthalten sein kann, wird nach Thenard und Gay-Lussac durch das Natron ausgeschieden, besonders wenn das Liquidum er-

hitzt wird. Beim Abdampfen der Lösung setzt sich das Salz in einer harten Rinde auf den Boden des Gefäſses, sowie auf der Oberfläche der Flüssigkeit an, die ein ungewohntes Auge für Kieselerde halten würde. Trocknet man das Salz ein, so bekommt man eine weiſse Salzmasse, welche wie Säure reagirt; sie löst sich ganz langsam in Wasser auf, obgleich das Wasser, wenn das Salz einmal darin gelöst ist, einen bedeutenden Antheil davon an sich behalten kann. Das trockene Salz knirscht zwischen den Zähnen, schmeckt schwach und wenig salzig. Beim Glühen desselben entweicht wasserhaltige Fluſssäure und das Salz wird alkalisch. Es ist daher schwer, dieses Salz völlig neutral zu erhalten.

Basisch boraxsaures Natron oder Borax. Dieses Salz wittert an mehreren Orten aus der Erde aus. Das meiste wird unter dem Namen des Tinkals oder rohen Boraxes aus dem südlichen Asien zu uns gebracht. Es wird in Holland gereiniget und heiſst dann raffinirter Borax. Der Tinkal giebt ungefähr die Hälfte seines Gewichts reinen Borax; das Uebrige soll aus einer seifenartigen Verbindung von Natron mit einem fettigen Stoffe bestehen. Das meiste dieser Verbindung sitzt auf der Oberfläche dieses Salzes; um es davon zu reinigen, übergieſst man den Tinkal einige Zoll hoch mit kaltem Wasser, und setzt nach Verlauf einiger Stunden $\frac{1}{400}$ seines Gewichts frisch gelöschten Kalk hinzu. Die Masse wird hierauf gut umgerührt und 12 Stunden stehen gelassen, dann aber stark umgeschüttelt und das trübe Wasser abgegossen. Man läſst es sich setzen, und sobald es sich abgeklärt hat, wozu $\frac{1}{4}$ Stunde erforderlich ist, wird dasselbe wieder auf das Salz gegossen, das letztere gut durch einander gerieben, und dann das Trübe wieder zum Abklären abgegossen. Dieſs wird so lange wiederholt, bis das Wasser noch etwas Trübes aufnimmt. Das auf diese Weise ausgewaschene Salz wird hierauf in $2\frac{1}{2}$ Theilen kochenden Wassers aufgelöst, und diese Lösung mit einer Lösung von salzsaurem Kalk so lange versetzt, als noch ein Niederschlag entsteht, wobei gewöhn-

lich 2 Prozent vom Gewichte des Tinkals verloren gehen. Die seifenartige Verbindung wird dabei zersetzt und der Kalk schlägt sich in einer unlöslichen Verbindung mit dem Fette nieder. Man kocht nachher die Flüssigkeit bis zu 18 bis 20° nach Beaumé's Probe ein, und läſst sie sodann in hölzernen oder bleiernen Gefäſsen langsam abkühlen, indem man diese Gefäſse entweder mit einer warmen Atmosphäre umgiebt, oder mit Stroh umwickelt, welches eine zu schnelle Abkühlung verhütet.

Der Borax hat einen süſslichen Laugengeschmack und reagirt alkalisch; er ist in 12 Theilen kalten und 6 Theilen kochenden Wassers löslich, verwittert schwach und langsam in trockener Luft, und leuchtet stark, wenn man ihn im Dunklen zusammenreibt. Er schmilzt auf glühenden Kohlen und windet und bläht sich dabei auf; zuletzt bleibt eine aufgeschwollene weiſse Masse zurück, die leicht zu Pulver zerfällt. Er verliert dabei 46,25 Prozent Wasser. Wird er einer höheren Temperatur ausgesetzt, so schmilzt er zu einem klaren, ungefärbten Glase, das sich in Wasser wieder auflöst. Er wird als Fluſsmittel beim Löthen, sowie bei Löthrohr-Versuchen gebraucht. Man schmilzt mit ihm die Körper zusammen, welche man untersuchen will, und bildet damit Gläser, aus deren Farbe man oft sehr geringe Mengen solcher Metalloxyde erkennt oder auffindet, welche gefärbte Gläser geben. Man hat auch einen mit Salpetersäure neutralisirten Borax dazu vorgeschlagen; allein dann darf das Blasen nicht auf Kohle geschehen.

Man hat in Frankreich angefangen dieses Salz im Groſsen zu bereiten und zwar auf die Weise, daſs man die Boraxsäure, die man aus Italien bezieht, wo sie in den Wässern einiger kleinen Seen vorkommt, mit Natron sättiget und krystallisirt. Dieser Borax ist reiner, als der raffinirte ostindische, hat aber das Unbequeme, daſs sich seine Krystalle sehr leicht nach ihren natürlichen Spaltungsflächen trennen, und daher zerbröckeln, wenn man sie zum Behuf des Löthens braucht, und die heiſsen Metalle damit bestreicht, wo dann die abfallenden Brocken

verloren gehen. Man kann dem aber zuvorkommen, wenn man die Boraxauflösung vor dem Krystallisiren etwas Tinkal zusetzt.

Der fettige Stoff, welcher den Tinkal umgiebt, kann durch Säuren davon geschieden werden. Er löst sich selbst in kochendheiſsem Alhohol schwer auf, dagegen ist er nach Robiquets Versuchen im Aether, selbst im kalten, leichtlöslich. Nach dem Abdampfen hinterläſst der Aether ein dunkelbraunes ranziges Oel, welches Boraxsäure enthält, die sich aber durch Wasser ausziehen läſst.

Das Salz, welches man durch Sättigung des Boraxes mit Boraxsäure erhält, ist noch wenig bekannt. Es krystallisirt schwer. 2 Theile Borax erfordern ungefähr 1 Theil Boraxsäure zur völligen Sättigung.

Wenn man Borax mit Fluſssäure sättiget und das Salz abdunstet, so krystallisirt es nicht mehr, es löst sich im Wasser sehr leicht auf und trocknet zu einer gummiähnlichen durchsichtigen Masse zusammen, die in der Luft nicht verändert wird, und im Feuer zu einem im Wasser löslichen Glase schmilzt.

Das essigsaure Natron. Die Krystalle zerfallen (fatisciren) langsam in der Luft, und verlieren dabei 40 Prozent am Gewicht. Es hat einen scharfen, nicht unangenehmen, salzigen Geschmack, und löst sich in 2,86 Theilen kalten Wassers.

Das kleesaure Natron ist im Wasser schwerlöslich; mit etwas Ueberschuſs von Alkali ist es leichter, mit Ueberschuſs von Säure aber schwerer löslich. Nach Berard hält das neutrale 12 Prozent Krystallwasser, und im sauren Salze ist das Natron mit doppelt soviel Säure und Krystallwasser als im neutralen verbunden.

Das weinsteinsaure Natron ist an der Luft unveränderlich, zerfällt aber bei gelinder Erhitzung. Es läſst sich in 1 Theil kaltem und in $1\frac{1}{2}$ Theile kochendheiſsem Wasser auflösen, kann aber in $\frac{1}{24}$ Theil kochendem Wasser flieſsend erhalten werden. Im wasserfreien Alkohol ist es nicht löslich. Es enthält nach Bucholz 7 pC. Wasser.

Saures weinsteinsaures Natron erhält man, wenn man das vorhergehende Salz in 8 Theilen kochendheifsem Wasser auflöst und mit halb soviel Weinsteinsäure, die in so wenig Wasser wie möglich aufgelöst worden, mischt. Nach dem Abdampfen schiefst es beim Abkühlen in kleinen Krystallen an. Es hat einen sauren, schwach salzigen Geschmack, löst sich in 8 Theilen kaltem und in 1,8 Theilen kochendem Wasser auf; ist dagegen im Alkohol unlöslich. Es enthält $5\frac{2}{3}$ Prozent Wasser. Es verbindet sich, wie der *Cremor tartari*, mit der Boraxsäure, und giebt damit ein saures Salz, das nach dem Abdampfen an der Luft wieder feucht wird.

Weinsteinsaures Kali-Natron (Seignettesalz) erhält man durch Sättigung des *Cremor tartari* mit Natron und durch langsame Abdampfung der Lösung zum Krystallisiren. Dieses krystallisirte Salz enthält oft einen Antheil weinsteinsauren Kalk, wovon es durch abermaliges Auflösen und Krystallisiren befreit werden mufs. Man bereitet dasselbe auch auf die Weise, dafs man 6 Theile *Cremor tartari* mit Kali sättiget und dann mit einer Auflösung von 5 Theilen Glaubersalz mischt. Nach dem Einkochen krystallisirt erst das schwefelsaure Kali und dann das dreifache Salz. Dieses Salz zeichnet sich durch seine grofsen Krystalle aus. Es hat einen unangenehmen salzigen Geschmack, verändert sich an der Luft wenig, ausgenommen, dafs es in trockener und warmer Luft auf der Oberfläche verwittert. Es läfst sich in $2\frac{1}{2}$ Theilen kaltem und in weit weniger warmen Wasser auflösen. Man braucht es in der Heilkunde, wo es nach dem Apotheker Seignette zu la Rochelle benannt wird, der es zuerst bereitete. Es enthält nach Schulze's Versuchen 31,1 Prozent Krystallwasser.

Borax-Weinstein (*Tartarus boraxatus*) wird ein saures Salz genannt, welches aus 3 Theilen *Cremor tartari* und 1 Theil Borax bereitet wird, die man in 6 Theilen Wasser auflöst und zur Trockenheit abdunstet. Es bildet sich eine zähe, klebrige Salzmasse, die an der Luft leicht feucht wird; aus den angewandten 4 Theilen Salz

erhält man nur 3,6 trockenes Doppelsalz. Es löst sich in gleichen Theilen kalten Wassers auf, wobei sich gewöhnlich etwas weinsteinsaurer Kalk absetzt. Es ist im Alkohol nicht löslich und wird von Säuren fast gar nicht zerlegt, ausgenommen von der Weinsteinsäure, welche etwas *Cremor tartari* daraus absondert. Dieses Salz scheint eines von den wenigen Beispielen der uns bis jetzt bekannten doppelten Verbindungen von Salzen zu sein, wo sowohl die Säuren, als die Basen von einander verschieden sind; und da sowohl das boraxsaure Kali, als auch das boraxsaure Ammoniak analoge Verbindungen mit dem *Cremor tartari* hervorbringen können, so scheint es fast, als ob in dem oben (beim weinsteinsauren Kali) erwähnten Doppelsalze von Weinsteinsäure und Boraxsäure mit Kali, ein Theil der überschüssigen Säure mit einer dritten Basis, gleichviel mit welcher, in einem bestimmten Verhältnisse gesättiget werden könne, ohne daſs die Bestandtheile getrennt werden. — Das Salz, von welchem wir hier gesprochen haben, wird ebenfalls in der Heilkunde gebraucht.

Das citronensaure Natron löst sich in $1\frac{2}{3}$ kalten Wassers auf; verwittert schwach an der Luft, und schmilzt in der Wärme, ehe es sich verkohlt.

Das äpfelsaure Natron ist eine zerflieſsende Salzmasse.

Das benzoësaure Natron giebt nadelförmige Krystalle, die in der Luft verwittern, sich im Wasser leicht auflösen, und einen süſslichen, stechenden Geschmack haben.

Das galläpfelsaure Natron giebt eine unregelmäſsige Salzmasse.

Das schleimsaure Natron bildet kleine körnige Krystalle, welche 5 Theile kochendes Wasser zu ihrer Auflösung erfordern, und sich beim Abkühlen gröſstentheils wieder absetzen.

Das bernsteinsaure Natron schmeckt bitter, und wird in höherer Temperatur zerstört, ohne zu schmelzen.

Das honigsteinsaure Natron krystallisirt.

Das ameisensaure Natron krystallisirt nach dem Abdampfen und wird an der Luft nicht feucht.

Das blausaure Natron, d. h. das Cyannatrium, wird auf dieselbe Weise und mit denselben Vorsichtsmaaſsregeln, wie das Cyankalium bereitet. Sein Verhalten ist noch nicht genau untersucht.

Das Hydrothion-Natron wird beim Natrium beschrieben werden.

3. Lithion-Salze.

Von den Salzen, welche das Lithion bildet, sind bis jetzt folgende untersucht:

Das schwefelsaure Lithion ist sehr leichtlöslich im Wasser, und hat einen rein salzigen Geschmack. Es verändert sich nicht an der Luft und schmilzt erst bei Glühhitze. Als ein Reagens für dieses Salz verdient der Gyps angeführt zu werden, welcher, in ganz geringer Menge zugesetzt, bewirkt, daſs das Salz lange vorher schmilzt, ehe es glüht.

Ein saures schwefelsaures Lithion existirt nach Arfvedson's neuesten Versuchen nicht.

Das salpetersaure Lithion ist ein sehr leichtlösliches Salz, welches bei langsamen Abdampfen krystallisirt. Es ist äuſserst leicht schmelzbar, wird in der Luft sehr schnell feucht, und schmeckt wie Salpeter.

Das salzsaure Lithion krystallisirt nicht, sondern giebt beim Abdampfen eine unkrystallisirte Salzmasse; schmilzt vor dem Glühen, löst sich in Alkohol, und deliquescirt eben so stark, wie die salzsaure Kalkerde.

Das phosphorsaure Lithion ist in einem solchen Grade schwerlöslich, daſs sich dasselbe, wenn man ein Lithionsalz mit phosphorsaurem Natron mischt, nach einer Weile beinahe gänzlich niederschlägt. Durch Zusatz von

ein wenig Ammoniak wird diese Füllung noch mehr beschleuniget.

Das kohlensaure Lithion ist sehr schwerlöslich, schmilzt beim Braunglühen und hinterläſst eine emailleweiſse Masse von dichtem Bruche. Eine Lösung desselben im Wasser setzt beim Abdampfen eine unregelmäſsige Salzrinde ab. Wird dieses Salz mit kohlensaurem Gase gesättiget, so wird es etwas löslicher, und setzt dann bei freiwilliger Verdunstung eine Rinde von kleinen krystallinischen Körnern ab, die beim Erhitzen heftig decrepitiren.

Das essigsaure Lithion ist ein zerflieſsendes Salz, welches bei fortgesetzter Verdunstung eine gummiartige Masse, ohne Zeichen von Krystallisation, bildet.

Das weinsteinsaure Lithion ist leicht löslich, besonders mit Ueberschuſs von Säure. Die Lösung efflorescirt beim Abdampfen.

Das boraxsaure Lithion gleicht dem Borax; es schmeckt und reagirt alkalisch, bläht sich im Feuer auf und schmilzt dann zu einem hellen Glase.

4. Ammoniak-Salze.

Diese Salze sind alle daran kenntlich, daſs ätzendes Kali oder Kalk Ammoniakgas daraus entwickeln. Wenige von ihnen können ohne chemisch gebundenes Wasser bestehen, und wenn dieſs der Fall ist, so sind solche Salze entweder Doppelsalze, oder sie haben einen Ueberschuſs von Basis.

Das schwefelsaure Ammoniak hat einen scharfen und bitteren Geschmack, löst sich in 2 Theilen kaltem und 1 Theil kochendem Wasser, und verändert sich nicht an der Luft. Beim Erhitzen verknistert es, schmilzt und verliert dabei sein Krystallwasser nebst einem Antheile Ammoniak, worauf es durch den Wasserstoff des Ammoniaks zerlegt wird, Stickstoffgas entwickelt und als schweflichtsaures Ammoniak sublimirt. Es enthält 24,3

Prozent Wasser, wovon es durch gelinde Wärme die Hälfte durch Zerfallen verlieren kann.

Saures schwefelsaures Ammoniak hat einen scharfen, sauren Geschmack; wird in der Luft feucht und von gleichen Theilen Wasser aufgelöst.

Das schwefelsaure Natron-Ammoniak wird durch Sättigung des sauren schwefelsauren Ammoniaks mit Natron erhalten. Es verändert sich an der Luft nicht. Beim Glühen verfliegt das schwefelsaure Ammoniak.

Das schweflichtsaure Ammoniak hat einen kühlenden, scharfen und schweflichten Geschmack, wird an der Luft feucht und in schwefelsaures Ammoniak verwandelt, wobei es zugleich wieder trocken wird. Es ist in gleichen Theilen kaltem und in noch weniger kochendem Wasser löslich, zerknistert beim Erhitzen, und verliert einen Antheil Ammoniak und Wasser, worauf schweflichtsaures Ammoniak sublimirt wird.

Unterschweflichtsaures Ammoniak wird erhalten, wenn man unterschwefl. Kalkerde mit kohlensaurem Ammoniak zerlegt. Es ist übrigens nicht untersucht.

Das salpetersaure Ammoniak (*Nitrum flammans*). Bei sorgfältiger Abdampfung und langsamen Abkühlen krystallisirt es in ausgebildeten Krystallen. Kocht man die Lösung desselben ein und kühlt sie schnell ab, so schiefst das Salz in langen, elastisch-biegsamen Fäden an; und wird es so lange erhitzt, bis alles Wasser abgedampft ist, so erstarrt das Salz beim Abkühlen zu einer undurchsichtigen Masse.

Es hat einen scharfen, bitteren Geschmack, löst sich in 2 Theilen kaltem und in 1 Theile kochendem Wasser auf, und zerfliefst in feuchter Luft. Wenn man es in der Glasretorte schnell bis zu + 200° erhitzt, so verliert es beim Kochen sein Krystallwasser und bei + 250° wird es unter Entwickelung von Wasser und gasförmigem Stickstoffoxydul zerlegt, wie ich schon S. 455. gezeigt habe, und es bildet sich dabei, wenn die Erhitzung mit Vorsicht geschieht und das Salz rein ist, nichts anderes. Geht aber die Zersetzung so heftig vor sich, dafs sich das

Gefäſs mit Rauch anfüllt, so erhält man unter den Destillationsprodukten auch salpetrichte Säure, salpetrichtsaures Ammoniak und Stickstoffgas. Das eingekochte Salz sublimirt sich zum Theil unverändert, und ist daher weniger tauglich zur Gasbereitung. Erhitzt man dasselbe bis über + 300° oder wirft es in einen glühenden Tiegel, so verbrennt es mit einem schwachen Zischen und einem gelblichen Scheine.

Das s a l p e t r i c h t s a u r e A m m o n i a k erhält man durch Zersetzung des neutralen salpetrichtsauren Bleioxyds mit schwefelsaurem Ammoniak. Es wird bei der geringsten Temperatur-Erhöhung zerlegt, wobei Stickstoffgas mit Zischen entweicht und die Salzlösung völlig neutral bleibt. Läſst man es in trockener Luft durch freiwillige Verdunstung eintrocknen, so wird es zuletzt zu einer unregelmäſsig krystallinischen Salzmasse, die bei höherer Temperatur schmilzt und sich zersetzt, wobei ein Gemisch von gasförmigem Stickstoffoxydul, Wasser und Ammoniak erzeugt wird. Bei dieser Gelegenheit erleidet es eine zweifache Zersetzung, theils in Stickstoffgas und Wasser (ganz so, wie bei dem Erhitzen der Auflösung), theils in salpetersaures Ammoniak und nitröses Gas, wie die salpetrichtsauren Salze (nach dem, was ich S. 633. darüber angeführt habe), und weil die dabei neu gebildete Salpetersäure nicht zur Sättigung der Basis ausreicht, wird ein Theil von dieser frei. Wenn bei dieser doppelten Zerlegung Stickgas und Stickstoffoxydgas zugleich entwikkelt werden, so schmelzen beide zusammen, und das Produkt wird ein gasförmiges Stickstoffoxydul, Wasser und freies Ammoniak. In diesem Salze befinden sich 13,68 Theile Wasser, welche eben soviel Sauerstoff als das Ammoniak enthalten. 100 Theile von der salpetrichten Säure sättigen 44,1 Theile Ammoniak, und aller Sauerstoff, welchen die Säure bei ihrer Reduktion zu Stickstoff fahren läſst, wird zur Oxydation des Wasserstoffs verwendet, der bei der Zerlegung des Ammoniaks sich bildet, so daſs sie auf diese Weise nur in Wasser und Stickstoffgas zerlegt werden kann.

Phosphorsaures Ammoniak bereitet man auf dieselbe Weise, wie das phosphorsaure Natron, wenn man die kalkhaltige Säure mit Ammoniak sättiget. Es hat einen scharfen Geschmack, löst sich in 5 Theilen kaltem und in noch weniger kochendem Wasser auf. Beim Erhitzen läſst das Salz sein Alkali fahren, und die Säure bleibt, nach hinlänglichem Glühen im Platintiegel, rein zurück. Die Phosphorsäure giebt mit Ammoniak ein saures, im Wasser sehr leicht lösliches Salz, welches höchst langsam krystallisirt, auch wird das neutrale Salz bei langsamer Abdunstung allmählig darin verwandelt. Es giebt aber auch ein basisches Salz, welches man erhält, wenn man einer concentrirten Lösung phosphorsauren Ammoniaks ätzendes Ammoniak zusetzt. Es ist im Wasser schwerlöslich und schlägt sich aus der Auflösung nieder, welche dadurch zu einem Magma erstarrt. Es verliert in freier Luft seinen Ueberschuſs an Basis und wird neutral.

Gay-Lussac hat gefunden, daſs, wenn man leinenes, oder im Allgemeinen brennbares, Zeuch in eine Auflösung von Salzen hineintaucht und nachher trocknet, so wird es weniger brennbar, wenn die dazu angewandten Salze leicht schmelzbar sind und zugleich flüchtige Theile abgeben. Schwerflüssige und feuerfeste Salze richten nichts aus. Die Salze können wohl nicht hindern, daſs das Zeuch von der Hitze zerstört und gekohlt wird; es kann aber nicht brennen und verlöscht, wenn es aus dem Feuer genommen wird. Diese Wirkung wird hervorgebracht einerseits dadurch, daſs die verfliegenden Bestandtheile des Salzes mit den aus dem Zeuche ausgetriebenen Gasarten vermischt, ihre Brennbarkeit vermindern und anderseits dadurch, daſs die gekohlte Masse vom geschmolzenen Salze durchdrungen wird, welches die Luft verhindert mit der Kohle in Berührung zu kommen. Er hat weiter gefunden, daſs dieses am besten erfüllt wird, wenn man sich eines Gemenges aus gleichen Theilen phosphorsauren und salzsauren Ammoniaks, oder auch aus gleichen Theilen Salmiak und Borax bedient. Das ge-

trocknete Zeuch muſs $\frac{1}{5}$ seines Gewichts an Salz enthalten, wenn die Unverbrennlichkeit vollkommen werden soll.

Phosphorsaures. Natron-Ammoniak (Phosphorsalz; *Sal microcosmicum; Sal fusibile Urinae*) findet sich in bedeutender Menge im Urin, woraus es, nach dem Verfaulen des Urinstoffs, durch Abdampfung erhalten werden kann. Seine Reinigung erfordert aber ein mehrmaliges Umarbeiten. Am besten erhält man es, wenn man 6 bis 7 Theile krystallisirtes phosphorsaures Natron mit 2 Theilen Wasser mengt und schmilzt, dann 1 Theil fein geriebenen Salmiak darin auflöst, das Liquidum warm durchseiht und auf einer kalten Stelle krystallisiren läſst. Abgedampft darf es nicht werden, weil sonst das Ammoniak verfliegt und das Liquidum, welches dadurch einen Ueberschuſs an Säure erhält, sodann wenig oder gar keine Krystalle absetzt. Nach dem Anschieſsen des Doppelsalzes bleibt salzsaures Natron in der Auflösung zurück. Das Salz verwittert an der Luft, und verliert mit seinem Krystallwasser auch einen Antheil Ammoniak. Auf Kohle vor dem Löthrohre schmilzt es mit Aufbrausen, stöſst Ammoniak aus und läſst endlich eine Glasperle von saurem phosphorsauren Natron zurück, die nach dem Erkalten noch hell bleibt. Es wird auf dieselbe Weise, wie der Borax, zu Löthrohr-Versuchen gebraucht.

Das kohlensaure Ammoniak wird erzeugt, wenn man basisch kohlensaures Ammoniak einige Zeit lang in unvollkommen verschlossenen Gefäſsen aufbewahrt, wobei die überschüssige Basis verdunstet, und ein geruchloses, im kalten Wasser schwerlösliches, neutrales Salz zurückbleibt; auch kann man dasselbe erhalten, wenn man eine gesättigte Auflösung des basischen Salzes mit kohlensaurem Gase schwängert. Es löst sich in 8 Theilen kalten Wassers auf, und kann zum Krystallisiren gebracht werden, wenn man es in einer verkorkten Flasche mit weniger Wasser, als zu dessen kalter Auflösung erforderlich ist, erwärmt. Das Salz löst sich dann in dem warmen Wasser auf, und krystallisirt beim Erkalten. Es schmeckt nicht alkalisch und reagirt kaum merklich wie Alkali. Er-

hitzt man die wässerige Lösung desselben, so verflüchtiget sich erst ein Theil der Kohlensäure und dann das zurückbleibende basische Salz. Bei der gewöhnlichen Lufttemperatur verdunstet es allmählig, erhält sich aber neutral. Dieses Salz kann nicht ohne Wasser bestehen, wovon es ungefähr 25 Prozent enthält.

Basisch kohlensaures Ammoniak erhält man, wenn man 1 Theil Salmiak mit 2 Theilen feingeriebener Kreide gut mengt, und das trockene Gemenge aus einer Glasretorte mit wohl lutirter Vorlage so lange destillirt, als noch Salz sublimirt wird. Es bleibt dabei salzsaurer Kalk in der Retorte zurück, und in der Vorlage schieſst das basische Salz an, welches durch die Hitze verflüchtiget wurde. Man bedient sich dazu auch eines Gemenges von Salmiak und basisch kohlensaurem Kali. Das durch die Sublimation erhaltene Salz kann auf dieselbe Weise, wie das neutrale, zum Krystallisiren gebracht werden. Es riecht und reagirt wie Ammoniak und hat einen scharfen alkalischen Geschmack. Es löst sich in 2 Theilen kaltem und in weniger als gleichen Theilen warmen Wasser auf. Es enthält in trockener Gestalt kein Wasser.

Wenn man trockenes kohlensaures Gas mit trockenem Ammoniakgas zusammenbringt, so condensiren sie einander und bilden ebenfalls dieses Salz, wobei 1 Volumen kohlensaures Gas 2 Volumina Ammoniakgas aufnimmt, wenn auch ein groſser Ueberschuſs des erstern vorhanden sein sollte. Sind aber diese Gase feucht, so condensiren sie sich zu gleichem Volumen, und es wird wasserhaltiges neutrales Salz gebildet, wenn nicht etwa Ammoniak im Ueberschusse vorhanden ist. Philipps giebt an, daſs nur dasjenige Salz, welches man durch Condensirung von 1 Volumen kohlensaurem Gase mit 2 Volumina Ammoniakgas erhält, basisch sei, das Salz aber, welches man aus Salmiak und kohlensaurem Kali oder kohlensaurem Kalke bereitet, so zusammengesetzt sei, daſs es gegen das Ammoniak $1\frac{1}{2}$ mal soviel Säure als das basische enthalte, d. h. daſs es aus 1 Vol. kohlensaurem Gase und $1\frac{1}{2}$ Vol.

Ammoniakgas bestehe. Es enthält außerdem noch $15\frac{1}{4}$ Prozent Wasser, dessen Sauerstoff doppelt soviel, als der des Ammoniaks beträgt.

Salzsaures Ammoniak. Salmiak. Dieses Salz wurde sonst bloſs in Egypten bereitet, wo man es aus dem Ruſse des Kameelmistes sublimirte. Späterhin hat man an mehreren Orten Europa's Fabriken zu dessen Bereitung angelegt. Man destillirt Knochen in groſsen Eisenretorten, wobei der Stickstoff und Wasserstoff der Knorpel Ammoniak geben, welches in die Vorlage übergeht, und mit Wasser, brenzlichtem Oel, Essig, Kohlensäure, gekohltem und geschwefeltem Wasserstoff gemengt ist. Das erhaltene unreine kohlensaure Ammoniak wird im Wasser aufgelöst, und mit einer Auflösung von schwefelsaurem Eisen, oder zuweilen von Alaun, gemengt, wobei sich das Ammoniak mit der Schwefelsäure verbindet und das Eisenoxyd oder die Thonerde ausgeschieden wird. Die durchgeseihte Lösung wird dann zur Krystallisation abgedunstet, und das krystallisirte schwefelsaure Ammoniak mit Kochsalz gemengt und in steinernen Flaschen in einem Galeerenofen bei etwas raschem Feuer erhitzt, wobei sich der Salmiak in dem obern Theile der Gefäſse sublimirt und auf dem Boden Glaubersalz zurückbleibt. Zuweilen löst man auch das schwefelsaure Ammoniak mit Kochsalz im Wasser auf und dampft es zum Krystallisiren ab, wobei zuerst der Salmiak und dann das Glaubersalz anschieſst. Der sublimirte Salmiak kommt in zähen, halb durchsichtigen Kuchen vor und ist dann am reinsten. Den krystallisirten läſst man in Zuckerhutformen abtropfen, stampft ihn dann zusammen und trocknet ihn; er ist durch Glaubersalz verunreiniget, und enthält Feuchtigkeit.

Der Salmiak hat einen scharfen und stechenden Geschmack, löst sich in 2,72 Theilen kaltem und in gleichen Theilen kochendheiſsem Wasser. Er ist an der Luft unveränderlich, und sublimirt sich, ohne zersetzt zu werden. Er enthält 17 Prozent Krystallwasser und wird aus

glei-

gleichen Volumen (wasserhaltigem) salzsaurem Gase und Ammoniakgas gebildet.

Oxydirt salzsaures Ammoniak erhält man durch Fällung des oxydirt salzsauren Kalks mit kohlensaurem Ammoniak; dagegen bildet sich dasselbe nicht, wenn man das Salzsäure-Superoxydul durch Ammoniak leitet, weil dabei beide, auf die beim Ammoniak beschriebene Weise, zerlegt werden. Es ist sowohl in Alkohol, als in Wasser leicht löslich, wird aber, selbst bei der unbedeutendsten Erhöhung der Temperatur, leicht zerstört.

Phosphorsäure, Salzsäure und Ammoniak bilden zusammen ein eigenes Doppelsalz mit zwei Säuren, welches sehr auffallende Eigenschaften besitzt. Man erhält dasselbe, wenn man die aus Phosphor- und Salzsäure bestehende wasserfreie Doppelsäure sich mit Ammoniakgas sättigen läſst. Das Doppelsalz ist eine im Wasser unlösliche, weiſse, erdige Masse, die sich beim Glühen weder zersetzt, noch verflüchtiget, auf nassem Wege weder durch die stärkeren Säuren, noch die stärkeren Alkalien zerlegt wird, und sich nur durch Brennen mit Kali, und selbst dann nur langsam zerlegen läſst.

Kohlensäure, Salzsäure und Ammoniak geben gleichfalls ein wasserfreies Doppelsalz, welches man durch Einwirkung von Ammoniakgas auf die Doppelsäure erhält. Ein Volumen des erstern condensirt 4 Volumen des letztern und bildet ein weiſses basisches Salz, welches sich so lange unverändert erhält, als kein Wasser dazu kommt. Es ist flüchtig und kann sublimirt werden. In der Luft zieht es Feuchtigkeit an und entwickelt Ammoniak, wobei es in wasserhaltiges salzsaures Ammoniak, und in basisch kohlensaures Ammoniak zerlegt wird, die sich dann jedes für sich sublimiren.

Kohlensäure, schweflichte Säure und Salzsäure geben mit Ammoniak ein eigenthümliches Salz, das erste völlig erkannte, aus einer Basis und drei Säuren bestehende Salz. Man erhält dasselbe, wenn man die dreifache Säure in Ammoniakgas hineinführt, welches davon langsam verschluckt wird, und ein eigenes basisches

Salz bildet. In dem Gefäfse, worin es gebildet wird, ist es flüchtig und kann sublimirt werden. In der Luft zieht es Feuchtigkeit an, und seine Bestandtheile werden nach und nach in der Masse von einander getrennt, wenn einer nach dem andern gelegentlich Wasser aufnimmt. Nimmt man das Salz heraus, bringt es so schnell wie möglich in ein Destillationsgefäfs und erhitzt es, so erleidet es eine Veränderung und sublimirt sich nicht mehr unzersetzt wie im Ammoniakgas. Zuerst schmilzt es nämlich, und giebt seinen Ueberschufs von Ammoniak von sich; dann geht eine ätherartige Feuchtigkeit über, die nach Blausäure riecht, die Eisensalze aber nicht fällt, und Cyan enthalten möchte; nachher schweflichte Säure, und zuletzt sublimirt sich ein Gemenge von schweflichtsaurem und salzsaurem Ammoniak, die beide chemisch gebundenes Wasser enthalten. Diese Zerlegung läfst sich folgendergestalt erklären: Um das Krystallwasser für das salzsaure und schweflichtsaure Ammoniak zu bilden, wird ein Theil der Kohlensäure durch das Ammoniak zerlegt, wobei sich aus dem Wasserstoffe des letztern und dem Sauerstoffe der erstern Wasser bildet, während der Stickstoff des Ammoniaks mit dem Kohlenstoffe der Kohlensäure, sich zu Cyan verbindet, ein Theil der schweflichten Säure aber ihr Ammoniak verliert und in Gasgestalt fortgeht.

Jodsaures Ammoniak erhält man am besten, wenn man liquide Jodsäure mit ätzendem Ammoniak sättiget und die Auflösung zum Anschiefsen abdampft. Es krystallisirt langsam und die trockene Salzmasse wird in der Luft feucht. In einer sauerstoffgasfreien Atmosphäre sublimirt es sich unverändert; in der Luft aber wird es zum Theil zersetzt, Ammoniak entwickelt und das Sublimat vom Jodsuperoxyd gelb gefärbt. In freier Luft und bei gewöhnlicher Temperatur verfliegt das Jodsuperoxyd wieder und das Salz wird weifs. In verkorkten Flaschen oxydirt sich die Säure auf Kosten der eingeschlossenen Luft und das Salz färbt sich gelb.

Oxydirt jodsaures Ammoniak wird erzeugt,

wenn man die Doppelsäure aus Salzsäure und oxydirter Jodsäure mit ätzendem Ammoniak sättiget. Es krystallisirt in kleinen Krystallen, und verpufft auf der Kohle mit Aufbrausen und einer schwach violetten Flamme. Es explodirt im Destillirgefäſse bei höherer Temperatur und zerschlägt den Apparat.

Das fluſssaure Ammoniak wird an der Luft leicht feucht. Es schmeckt wie schwefelsaures Ammoniak und giebt beim Erhitzen einen Theil des Alkali's von sich. Nachher sublimirt sich ein saures Salz, welches das Glas anfriſst, und nach dem Auflösen bleibt das dreifache Salz aus Fluſssäure, Kieselerde und Kali zurück.

Wird dieses Salz in einem Platintiegel erhitzt, so giebt es erst ein wenig Ammoniak, und dann entweicht das Salz unverändert in Gestalt eines dicken weiſsen Rauchs, der einen ganz eigenthümlichen stechenden Geruch hat und beim Einathmen selbst einer ganz geringen Menge davon Husten, Hitze, Schwindel und Anzeichen eines annähernden Schlagflusses veranlaſst, die aber nach $\frac{1}{4}$ Stunde vorübergehen. Nach John Davy soll man dieses Salz frei von Kieselerde erhalten, wenn man es aus kieselerdehaltiger Fluſssäure bereitet, die man mit ätzendem Ammoniak übersättiget und durchseiht, dann aber im Platintiegel abdampft. Da es beim Abdampfen gern sauer wird, und dann das Glasgefäſs angreift, worin es sich befindet, so schlägt J. Davy vor, dasselbe zum Aetzen des Glases so anzuwenden, daſs man eine Auflösung davon mit einem Pinsel auf das Gravirte aufträgt, das Salz darauf eintrocknen läſst und dann wieder abwäscht. Dieses Abwaschwasser enthält noch unzerlegtes Salz und kann zu mehreren Malen wieder gebraucht werden, wenn man durch Zusatz von ein wenig Ammoniak die Kieselerde daraus niederschlägt.

Fluſssäure, Kieselerde und Ammoniak bilden zusammen ein eigenes, wasserfreies Doppelsalz, welches man erhält, wenn man kieselerdehaltiges fluſssaures Gas mit Ammoniakgas mischt, von welchem jenes das Doppelte seines Volumens condensirt. So lange dieses Salz

nicht mit Wasser in Berührung kommt, sublimirt es sich unverändert; findet es aber Gelegenheit, sich mit Wasser zu verbinden, so wird ein Theil Kieselerde abgesondert und man erhält ein anderes Doppelsalz, welches nach dem Abdampfen in kleinen Krystallen anschieſst. Es ist wahrscheinlich, wiewohl nicht erwiesen, daſs der Kieselerdegehalt in diesem Salze nur halb so groſs, als in dem erst gedachten Salze ist.

Fluſssäure, Boraxsäure und Ammoniak verbinden sich, wenn das Gas der Doppelsäure mit Ammoniakgas gemischt wird, in einem solchen Verhältnisse, daſs sie in einem gleichen Volumen zusammentreten. Das daraus entstehende Doppelsalz sublimirt sich unverändert; findet es aber Gelegenheit, sich mit Wasser zu verbinden, so sondern sich beide Salze von einander ab, und wenn man sie dann zu sublimiren sucht, so geht das fluſssaure Ammoniak mit Ueberschuſs von Basis fort, und die Boraxsäure bleibt zurück. Wenn 1 Volumen vom Gase der Doppelsäure mit 2 Volumen des Ammoniakgases gemischt wird, so werden beide condensirt, und man erhält ein basisches Doppelsalz in flüssiger Gestalt, welches beim Erhitzen seinen Ueberschuſs an Alkali abgiebt und fest wird, ehe es sich sublimirt. Das flüssige Salz nimmt, wenn man es mit Ammoniakgas in Berührung bringt, noch ein Volumen von diesem auf und erhält sich flüssig. Das Gas der fluſssauren Boraxsäure kann sich also mit einem ein-, zwei- und dreifachen Volumen Ammoniakgas verbinden. Die basischen von diesen Salzen werden durch Wasser zerlegt; das Ammoniak wird dabei frei und ein wasserhaltiges neutrales Doppelsalz gebildet.

Boraxsaures Ammoniak verändert sich an der Luft nicht, schmeckt scharf und bitter, und läſst sein Alkali beim Brennen fahren.

Das essigsaure Ammoniak erhält man am leichtesten in fester Gestalt, wenn man trockenes essigsaures Kali oder essigsauren Kalk mit gleichen Theilen gepulverten Salmiak zusammenmengt und destillirt. Das salzsaure Kali oder der salzsaure Kalk bleibt in der Retorte

zurück und das essigsaure Ammoniak geht in fester Gestalt in die Vorlage über. Wenn man eine gewöhnliche, selbst etwas concentrirte Essigsäure mit kaustischem Ammoniak sättiget, so erhält man eine Lösung jenes Salzes im Wasser, die sich nicht concentriren läſst, weil das Salz mit dem Wasser zugleich verfliegt. Löst man das trockene Salz in einer verschlossenen Flasche in heiſsem Wasser bis zur vollen Sättigung auf, und läſst es sodann langsam abkühlen, so krystallisirt es in langen nadelförmigen Krystallen, die an der Luft schnell feucht werden. Es hat einen scharfen Geschmack, beinahe wie Salpeter mit etwas Zucker. Das trockene Salz erfordert zum Sublimiren etwas mehr als Siedehitze. Es wird in der Medicin benutzt, und die Auflösung desselben in Wasser ist seit langer Zeit unter der Benennung *Spiritus Mindereri* bekannt. Diese Lösung kann nicht lange aufbewahrt werden, weil die Säure zerlegt und kohlensaures Ammoniak gebildet wird.

Kleesaures Ammoniak löst sich langsam in Wasser auf und ist im Alkohol unlöslich, fatiscirt an der Luft und verliert dabei 0,126 Krystallwasser. Das fatiscirte Salz enthält dann noch eine gleiche Menge Wasser, die nicht davon getrennt werden kann, und eben soviel Sauerstoff, als das Ammoniak, enthält. Bei chemischen Analysen wird es zur Ausscheidung der Kalkerde benutzt.

Nach Berard's Versuchen giebt es auch ein saures kleesaures Ammoniak, worin die Basis mit doppelt soviel Säure als im neutralen verbunden ist und der Sauerstoff des Krystallwassers dreimal soviel als der Sauerstoff der Basis beträgt.

Kleesaures Kali-Ammoniak erhält man, wenn man die freie Säure des Sauerkleesalzes (sauren kleesauren Kali's) mit Ammoniak sättiget. Es schieſst in Krystallen an, die an der Luft unveränderlich sind. Das Doppelsalz ist leichter löslich, als das einfache.

Das weinsteinsaure Ammoniak löst sich langsam im kalten, leichter aber in kochendem Wasser auf; verwittert an der Luft und wird dadurch sauer. — Wein-

steinsaures Kali-Ammoniak erhält man durch Sättigung des *Cremor tartari* mit Ammoniak. Es ist im Wasser leichtlöslich, verwittert an der Luft, und wird in der Medicin unter dem Namen *Tartarus solubilis* gebraucht.

Citronensaures Ammoniak ist im Wasser leichtlöslich und schiefst erst in Krystallen an, wenn die Lösung Honigdicke erlangt hat.

Aepfelsaures Ammoniak zerfliefst in der Luft.

Das benzoësaure Ammoniak kann schwerlich völlig neutral erhalten werden. Mit Ueberschufs des Alkali's zerfliefst es. Beim Abdunsten verfliegt ein Theil des Ammoniaks und es bleibt ein saures Salz zurück, welches leicht efflorescirt. In kaltem Wasser löst es sich langsam auf; in kochendem Wasser gelöst, schiefst es bei langsamen Abdampfen in federartigen Krystallen, bei schneller Abkühlung aber in kleinen Krystallkörnern an.

Galläpfelsaures Ammoniak ist ein im Wasser lösliches Salz, welches an der Luft braun oder grün wird. Im luftleeren Raume über Schwefelsäure trocknet es zu einer weifsgrauen Masse zusammen.

Schleimsaures Ammoniak ist ein schwerlösliches pulvriges Salz, in welchem die Säure vorherrscht.

Das bernsteinsaure Ammoniak ist im Wasser leichtlöslich und wird an der Luft nicht feucht. Es sublimirt sich unveränderlich, und wird bei chemischen Analysen zu Niederschlagung des Eisenoxyds benutzt. In der Heilkunde braucht man das aus Ammoniak und der ölhaltigen Säure bereitete Salz, unter dem Namen Prinzens gelbe Tropfen (Bernsteinsaurer Hirschhorngeist).

Honigsteinsaures Ammoniak wird an der Luft undurchsichtig und silberweifs.

Ameisensaures Ammoniak erhält man durch Sättigung der Ameisensäure mit kohlensaurem Ammoniak. Es läfst sich bis zur trocknen Masse abdampfen; doch verfliegt dabei etwas von dem Salze. Es kann unverändert sublimirt werden.

Das blausaure Ammoniak oder Cyan-Ammo-

nium ohne Eisenoxydul erhält man durch Sättigung der Blausäure mit Ammoniakgas. Dieses Salz ist sehr flüchtig. Das Gas desselben trägt bei + 22° eine Quecksilbersäule von 18 Zoll Höhe, und bei + 36° hält es wahrscheinlich der Atmosphäre das Gleichgewicht. Es zersetzt sich in kurzer Zeit und setzt eine kohlenartige, Stickstoff haltende Masse ab.

Das Cyan-Ammoniak wird erhalten, wenn Cyangas mit Ammoniakgas über Quecksilber gemischt wird, und beide sich nach einiger Zeit mit einander verbinden. Erst bildet sich ein weißer Dampf, der aber bald verschwindet, und dann fangen die Wände des Glases an, sich mit einer dichten, braunen Masse zu bedecken. Dabei verschwindet 1 Theil Cyangas gegen $1\frac{1}{2}$ Theile Ammoniakgas. Die feste Verbindung ist schwerlöslich im Wasser, welches davon braun gefärbt wird. Sie giebt mit Eisensalzen keinen blauen Niederschlag.

Das Hydrothion-Ammoniak oder Schwefel-Ammonium wird beim Ammonium unter den Metallen beschrieben werden.

Der Schwefelkohlenstoff verbindet sich ebenfalls mit dem Ammoniak, doch geht die Vereinigung langsam vor sich. Sie bilden eine strohgelbe feste Masse, welche keine Spur von Krystallisation zeigt, und in dem Gefäße, worin sie bereitet wird, sich unverändert sublimiren läßt. Durch Quecksilber wird sie nicht verändert. Kommt sie mit Luft oder Wasser in Berührung, so färbt sie sich sogleich pommeranzengelb, wird aber nach einiger Zeit citronengelb. Die pommeranzengelbe Farbe scheint ihrer Lösung im Wasser anzugehören, und wenn die citronengelbe Farbe eintritt, hat sich die Masse in Hydrothion-Ammoniak und kohlensaures Ammoniak zerlegt. Versucht man sie aus einem Gefäße in ein anderes überzutragen, so zieht sie dabei so schnell Feuchtigkeit an, daß man beim Sublimiren derselben erst Hydrothion-Ammoniak oder Schwefel-Ammonium in weißen Krystallen und dann kohlensaures Ammoniak erhält; denn, sobald Wasser zukommt, zerlegt sich diese Ver-

bindung, und man erhält eine Mischung von kohlensaurem Ammoniak mit Schwefel-Ammonium.

Erdsalze.

1. Baryt-Salze.

Der schwefelsaure Baryt kommt im Mineralreiche vor und führt den Namen Schwerspath. Er ist im Wasser und in verdünnten Säuren völlig unlöslich, läſst sich aber in concentrirter Schwefelsäure auflösen und daraus durch Wasser wieder niederschlagen. Der krystallisirte Schwerspath zerspringt auf glühenden Kohlen, und schmilzt vor dem Löthrohre zu einer weiſsen, undurchsichtigen Kugel, und läſst sich dann leicht zu Schwefelbaryt reduciren.

Den unterschwefelsauren Baryt erhält man, wenn schweflichte Säure in eine Mischung von Mangansuperoxyd und Wasser hinein geleitet, und das Salz, welches sich dabei erzeugt, mit Baryterde zersetzt und zur Krystallisation abgedampft wird. Es krystallisirt ziemlich leicht, wird beim Brennen zerlegt, giebt dabei erst Wasser, dann schweflichte Säure, und hinterläſst endlich schwefelsauren Baryt.

Der schweflichtsaure Baryt wird durch Auffangen von schweflichtsaurem Gase in starkem Barytwasser erhalten. Er ist geschmacklos und in Wasser unlöslich, wird aber in einem Ueberschusse von schweflichter Säure aufgelöst und krystallisirt dann bei langsamen Abdampfen.

Salpetersaurer Baryt hat einen scharfen, bitteren Geschmack; verändert sich nicht an der Luft, ist im kalten Wasser schwer, im kochenden aber leicht löslich. Wenn er lange im Silbertiegel gebrannt wird, verfliegt die Säure und die Baryterde bleibt rein und ätzend zurück. Im Platintiegel wird das Metall oxydirt, und man erhält eine braune Verbindung von Platinoxyd mit Baryterde.

Der phosphorsaure Baryt wird durch Mischung

des salzsauren Baryts mit einem Phosphorsalze bereitet. Er läſst sich in Wasser nicht, wohl aber in Salzsäure oder Salpetersäure auflösen. Schwefelsäure scheidet die Phosphorsäure rein daraus ab. Die Phosphorsäure giebt mit der Baryterde zwei saure Salze. Digerirt man nämlich eine Auflösung von Phosphorsäure mit neutralem phosphorsauren Baryt, so wird dieser aufgelöst, und wenn man diese Lösung dann abdampft, so schieſst das Salz in weiſsen Krystallen an, die herausgenommen und auf Löschpapier getrocknet werden. Die nicht krystallisirte Mutterlauge, die gewöhnlich Syrupsdicke hat, ist beinahe barytfreie Phosphorsäure. Dieses Salz ist an der Luft unveränderlich, schmeckt schwach sauer und zugleich stark nach Barytsalzen, röthet das Lakmuspapier und wird vom Wasser zerlegt, welches die überschüssige Säure nebst einem kleinen Antheile Baryt herauszieht und neutrale phosphorsaure Baryterde zurückläſst. Bei höherer Temperatur schmilzt es, schäumt auf, und hinterläſst eine schwammige Masse, die dem gebrannten Alaun ähnlich ist. Es verliert dabei 11 Prozent seines Gewichts an Wasser, dessen Sauerstoff das Doppelte vom Sauerstoffe der in dem Salze enthaltenen Baryterde ausmacht. Die Basis ist darin mit doppelt soviel Säure als im neutralen Salze verbunden.

Wenn man die saure Lösung dieses Salzes in Phosphorsäure, ehe sie zum Krystallisiren hingestellt wird, mit Alkohol versetzt, so entsteht ein weiſser voluminöser Niederschlag, der nach dem Aussüſsen mit Alkohol, ein eigenes saures Salz bildet, worin die Säure mit $1\frac{1}{2}$ Mal soviel Basis als im Vorhergehenden verbunden ist. Es bildet nach dem Auswaschen ein weiſses, leichtes Pulver, braust im Feuer auf, doch weniger, als das Vorige, und hinterläſst eine graue schwammige Masse. Es enthält eine noch nicht bestimmte Menge Wasser.

Phosphorichtsauren Baryt erhält man durch Niederschlagung des salzsauren Baryts mit phosphorichtsaurem Kali. Er ist in Wasser unlöslich, löst sich aber in einem Ueberschusse von Säure, schmilzt vor dem Löthrohre und phosphorescirt mit ungemeinem Glanze.

Der kohlensaure Baryt kommt in der Natur vor, aber selten krystallisirt, und führt in der Mineralogie den Namen Witherit. Er ist im Wasser nicht löslich, löst sich aber darin durch überschüssige Kohlensäure. Er enthält kein Krystallwasser und wird durch Glühen nicht zerlegt. Der fossile kohlensaure Baryt löst sich in Salpetersäure beinahe gar nicht auf, wenn sie nicht sehr verdünnt und dabei kochend ist. In Salzsäure hingegen löst er sich leicht auf.

Salzsaurer Baryt wird aus schwefelsaurem Baryt bereitet, entweder so, daſs man diesen durch Kohlenpulver zu geschwefeltem Baryt reducirt, oder durch Brennen mit kohlensaurem Kali. Der geschwefelte oder kohlensaure Baryt, welchen man auf eine oder die andere Weise erhält, wird in Salzsäure aufgelöst, die Lösung durchgeseiht, bis zur trocknen Masse abgedampft und im offenen Feuer stark geglüht, wodurch die beigemengten fremdartigen Salze, die meistens Eisensalze sind, zerstört werden. Darauf löst man das Salz wieder auf und läſst es krystallisiren. Nach der Angabe von Bucholz erhält man auch salzsauren Baryt, wenn man geschlämmten Schwerspath mit einer gleichen Gewichtsmenge geglühtem salzsauren Kalke mengt, die gebrannte Masse pulvert, mit kochendem Wasser übergieſst und schnell durchseiht, wobei der Gyps unaufgelöst bleibt, der salzsaure Baryt aber durchgeht; bleiben sie aber lange beisammen, so zerlegen sie einander. Das Salz hat einen scharfen unangenehmen Geschmack, verändert sich nicht in der Luft, löst sich in 6 Theilen kaltem und in weit weniger kochendem Wasser, und verliert beim Brennen sein Krystallwasser, verändert sich aber übrigens nicht. Das in den Apotheken vorkommende ist zuweilen eisenhaltig und gelb. Das krystallisirte Salz enthält 14,75 Prozent Krystallwasser.

Den oxydirt salzsauren Baryt kann man, nach Wheeler's Angabe, am besten so bereiten, daſs man in eine Auflösung von oxydirt salzsaurem Kali in warmen Wasser einen Strom von kieselerdehaltiger Fluſssäure hin-

einleitet, so lange noch Kalisalz gefällt wird. Um die Verstopfung der Röhre durch das Kalisalz zu verhindern, kann man auf den Boden des Gefäfses, welches die Flüssigkeit enthält, etwas Quecksilber giefsen, und die Röhre mit ihrer Oeffnung hineinstellen, so dafs sie von der Flüssigkeit nicht berührt wird. Das Liquidum wird nachher filtrirt und mit kohlensaurem Baryt gesättiget, welcher den Ueberschufs an Flufssäure und Kieselerde niederschlägt, worauf das Salz zum Krystallisiren abgedampft wird. Früher wurde dieses Salz mit vieler Schwierigkeit auf die Weise bereitet, dafs man Salzsäure-Superoxydul in einer Mischung von ätzender Baryterde mit Wasser auffing. Das oxydirt salzsaure Salz besitzt dieselbe Löslichkeit, wie das salzsaure Salz. Um dasselbe auszuscheiden, mufste die Lösung mit phosphorsaurem Silberoxyd gekocht werden, wodurch der salzsaure Baryt in phosphorsauren Baryt und in salzsaures Silber zerlegt wird, welche beide im Wasser unlöslich sind. Das oxydirte Salz bleibt in der Lösung zurück und kann durch Abdampfen daraus krystallisirt erhalten werden. Es ist in vier Theilen kaltem und in weit weniger kochendem Wasser auflöslich. Wenn es mit starken Säuren zerlegt wird, giebt es noch öfter einen blitzähnlichen Schein von sich, als die oxydirt salzsauren Alkalien.

Die vorerwähnte Bereitung dieses Salzes mit Hülfe von phosphorsaurem Silberoxyd geht sehr langsam vor sich, daher Chenevix, der sie zuerst versuchte, Essigsäure zusetzte, wo sie allerdings schneller erfolgte; allein man hatte nicht bemerkt, dafs das Salz, welches man auf diese Weise erhielt, Essigsäure chemisch gebunden enthalte und defshalb bei höherer Temperatur explodirte. Dadurch wurde in Vauquelin's Laboratorium eine heftige Explosion veranlafst, welche traurige Folgen hätte haben können. — Die Ursache des langsamen Vorwärtsschreitens liegt darin, dafs das phosphorsaure Silber ein basisches Salz ist. Es verdient übrigens untersucht zu werden, ob nicht ein Zusatz von Phosphorsäure statt der

Essigsäure benutzt, oder ob nicht phosphorsaures Bleioxyd, welches ein neutrales Salz ist, dazu angewandt werden könnte.

Der jodsaure Baryt soll, nach Gay-Lussac, an der Luft schwach feucht werden, ob er gleich im Wasser schwer löslich ist. Durch die atmosphärische Luft wird er in offenen Gefäfsen so zerlegt, dafs die Erde kohlensauer, die Säure aber überoxydirt wird und verdunstet. Ein kleiner Theil des Superoxyds bleibt zurück und färbt das Salz, wenn es aufgelöst wird. Beim Glühen in verdeckten Gefäfsen wird es nicht zersetzt; in offenen Gefäfsen aber wird die Säure überoxydirt, ein Theil davon geht in Gasgestalt fort, und ein anderer Theil des Superoxyds bleibt in Verbindung mit der Baryterde zurück und bildet eine braungefärbte Masse.

Der oxydirt jodsaure Baryt ist ein schwerlösliches weifses Pulver, welches nach dem Eintrocknen mehlig, wie kohlensaurer Kalk, wird. Er enthält Krystallwasser, schmilzt nicht auf glühenden Kohlen, phosphorescirt aber etwas und verpufft nur unvollkommen, weil er nicht schmilzt, und das, was nicht die Kohle unmittelbar berührt, durch die Hitze zersetzt wird, auf dieselbe Weise, wie ich so eben beim neutralen Salze angeführt habe.

Den flufssauren Baryt erhält man durch Sättigung der Flufssäure mit Baryt. Er ist im Wasser nicht löslich. Der Niederschlag enthält chemisch gebundenes Wasser, reagirt schwach wie Säure, und giebt beim Glühen wasserhaltige Flufssäure, wobei die neutrale Verbindung zuzückbleibt. In Säuren ist dieses Salz löslich. Digerirt man kieselerdehaltige Flufssäure mit kohlensaurem Baryt, so erhält man eine erdige Masse als Niederschlag, aus welcher die Salzsäure den reinen flufssauren Baryt auflöst, welcher alsdann mit Barytwasser daraus gefällt werden kann. Das Unaufgelöste ist ein 3faches kieselerdehaltiges Salz, welches man in kleinen Krystallen erhalten kann, wenn man kieselerdehaltige Flufssäure mit einer Lösung von salzsaurem Baryte mischt.

Der boraxsaure Baryt ist ein schwerlösliches Pulver, welches im Feuer zu Glas schmilzt. Die Boraxsäure kann sich in mehreren Verhältnissen mit der Baryterde vereinigen; diese Verbindungen lassen sich in kochendem Wasser lösen, und schieſsen nach dem Einkochen des Wassers in kleinen Krystallen an.

Der essigsaure Baryt schmeckt bitter, verändert sich an der Luft nicht, und ist in 1,75 Theilen kaltem und 1,03 Theilen kochendem Wasser löslich. 100 Theile kalter Alkohol lösen 1 Theil, und 100 Theile kochender nehmen $1\frac{1}{2}$ Theile davon auf.

Der kleesaure Baryt ist in Wasser nicht löslich, löst sich aber in einem kleinen Ueberschusse von Säure und schieſst dann in kleinen durchsichtigen Krystallen an.

Der weinsteinsaure Baryt ist im Wasser schwerlöslich; ein Ueberschuſs von Säure macht ihn aber etwas leichter löslich.

Der citronensaure Baryt ist schwerlöslich und zum Effloresciren geneigt.

Der äpfelsaure Baryt ist ebenfalls schwerlöslich, wird aber durch einen Ueberschuſs an Säure leichter lösbar. Er gleicht dem äpfelsauren Kalke.

Der benzoësaure Baryt ist an der Luft unveränderlich und löst sich langsam in Wasser auf.

Galläpfelsaurer Baryt ist in Wasser löslich, und wird, wie die meisten galläpfelsauren Salze, in kurzer Zeit grün.

Der schleimsaure Baryt ist unlöslich.

Der bernsteinsaure Baryt ist schwerlöslich.

Der honigsteinsaure Baryt ist unlöslich, läſst sich aber in einem Ueberschusse an Säure auflösen und krystallisirt dann. Man erhält ihn am besten, wenn man die Honigsteinsäure mit essigsaurem Baryte mischt.

Der ameisensaure Baryt schieſst in Krystallen an, die in der Wärme verwittern, und ist in 4 Theilen kaltem Wasser löslich.

Der blausaure Baryt oder Cyanbarium ist in Wasser wenig löslich.

Der Cyanbaryt wird erhalten, wenn man Cyangas über glühenden kohlensauren Baryt leitet, wobei die Kohlensäure ausgetrieben wird. Seine Eigenschaften sind noch nicht weiter untersucht.

2. Strontian-Salze.

Die schwefelsaure Strontianerde kommt im Mineralreiche zuweilen krystallisirt vor. Die durch die Kunst hervorgebrachte ist pulverförmig. Sie erfordert 1536 Theile Wasser zu ihrer Auflösung. In starker Hitze schmilzt sie zu einer glasartigen Masse; auf Kohle vor dem Löthrohre wird sie in Schwefel-Strontium verwandelt.

Die schweflichtsaure Strontianerde ist beinahe unlöslich, geschmacklos, und oxydirt sich an der Luft zu schwefelsaurer Strontianerde.

Die salpetersaure Strontianerde löst sich in 5 Theilen kaltem und in noch weniger kochendem Wasser auf. Im Alkohol ist sie unlöslich, und verändert sich in der Luft nicht. Sie enthält kein chemisch gebundenes Wasser. Beim Erhitzen zerknistert sie und verliert einen Theil mechanisch eingeschlossenes Wasser. In höherer Temperatur wird die Säure ausgetrieben, und die Erde bleibt rein zurück. Wenn man von diesem Salze ein wenig auf den Docht eines brennenden Lichtes streicht, so wird die Flamme desselben roth gefärbt.

Die phosphorsaure Strontianerde löst sich nicht im Wasser, ist geschmacklos, wird von den Alkalien nicht zerlegt, schmilzt vor dem Löthrohre zu Email und phosphorescirt dabei. Sie löst sich in einem Ueberschusse von Säure.

Eine phosphorichtsaure Strontianerde ist unbekannt.

Die kohlensaure Strontianerde trifft man in der Natur zuweilen an, wo sie den Namen Strontianit erhalten hat. Sie ist im Wasser unlöslich, ein Ueberschuſs von Säure aber löst sie auf, und wenn man

sie dann wieder abdampft, setzt sie sich neutral in nadelförmigen Krystallen ab.

Die salzsaure Strontianerde hat einen stechenden und kühlenden Geschmack. 3 Theile Salz lassen sich in 2 Theilen kaltem und in jeder Menge kochendem Wasser auflösen. Auch ist es in 6 Theilen Alkohol löslich. Diese Lösung brennt mit einer schönen purpurrothen Flamme, die sich besonders dann recht schön zeigt, wenn man einen dicken Wickel Baumwolle oder Papier hineinlegt. Das Salz schmilzt bei strenger Hitze zu Email. Aus einer gesättigten Auflösung wird es zum Theil durch concentrirte Salzsäure niedergeschlagen.

Die oxydirt salzsaure Strontianerde wird auf dieselbe Weise, wie das Barytsalz, gewonnen. Sie wird an der Luft feucht und löst sich leicht im Alkohol.

Die jodsaure Strontianerde ist ein im Wasser leicht lösliches, krystallinisches Salz, welches vor dem Glühen schmilzt. In offenen Gefäſsen wird es wie das Barytsalz zerlegt und hinterläſst eine dunkel gefärbte Verbindung der Erde mit dem Superoxyd.

Die oxydirt jodsaure Strontianerde schieſst in kleinen Krystallen an, welche Krystallwasser enthalten. Sie verhält sich übrigens wie das Barytsalz.

Die fluſssaure Strontianerde ist in Wasser unlöslich.

Die boraxsaure Strontianerde ist in kaltem Wasser beinahe unlöslich, und in 30 Theilen kochendheiſsem Wasser löst sich nur ein Theil davon auf. Die Auflösung reagirt wie Alkali. Sie schmilzt im Feuer zu einem Glase.

Die essigsaure Strontianerde schmeckt scharf und bitter, verwittert an der Luft und löst sich in $2\frac{1}{2}$ Theilen Wasser.

Die kleesaure Strontianerde ist ein weiſses geschmackloses Pulver, welches 1920 Theile kochendes Wasser zu seiner Auflösung erfordert. Die Kleesäure soll mit Strontianerde nach Thomson, ein basisches, und

nach Moretti, ein saures, ziemlich leicht lösliches Salz geben können.

Die weinsteinsaure Strontianerde schlägt sich in kleinen glänzenden Krystallen nieder und erfordert zu ihrer Auflösung 320 Theile kochendes Wasser.

Die citronensaure Strontianerde gleicht den beiden vorhergehenden, schlägt sich aber erst beim Abdampfen nieder.

Die äpfelsaure Strontianerde ist in Wasser leichter löslich, als der äpfelsaure Baryt.

Die benzoësaure Strontianerde verliert an der Luft ihren Glanz, verwittert aber nicht, ist in kaltem Wasser schwer, in kochendheifsem aber leicht löslich.

Die bernsteinsaure Strontianerde löst sich schwer auf, schiefst aus einer eingekochten Auflösung in kleinen Krystallkörnern an, und erfordert zu ihrer Wiederauflösung weit mehr Wasser, als worin sie vor dem Krystallisiren aufgelöst war.

Die übrigen pflanzensauren Strontiansalze sind noch nicht untersucht.

3. Kalk-Salze.

Der schwefelsaure Kalk (Gyps) kommt in der Natur häufig vor, theils krystallisirt und durchsichtig, wie das Marienglas, theils körnig und durchscheinend, wie der Alabaster, theils in durchsichtigen Massen u. s. w. Er findet sich meistens mit Krystallwasser, seltener ohne Wasser, wo er die Namen Anhydrit, Muriacit, (*Gypse anhydre*) u. s. w. erhalten hat.

Der Gyps ist ein im Wasser schwerlösliches Salz, welches man indessen doch bei langsamen Abdunsten in kleinen nadelförmigen Krystallen erhalten kann. Er hat wenig Geschmack, und findet sich in den meisten Quellwassern aufgelöst, die einen faden, erdartigen Geschmack davon annehmen, wenn sich derselbe nicht hinter häufige Beimischungen anderer Stoffe versteckt. Er ist in kaltem und kochendheifsem Wasser beinahe gleich löslich, indem

dem 1 Theil dessen $461\frac{7}{13}$ Theile Wasser zur Auflösung erfordert. Vom Alkohol wird er nicht aufgelöst. Im Tiegel erhitzt verliert er mit Prasseln sein Krystallwasser, und zerfällt zu einem Pulver, wobei er 21 Prozent am Gewichte einbüſst. Erhitzt man ihn dabei bedeutend über die Temperatur hinaus, die zum Austreiben seines Krystallwassers erfordert wird, so verliert er seine Verwandtschaft zum Wasser, die man ihm dann durch keine Kunst wiedergeben kann. Er wird gewöhnlich in eigenen Oefen gebrannt, welche man bis zu einem, zum Brodbacken tauglichen Hitzgrade erhitzt. Wird der gebrannte Gyps mit Wasser übergossen, so verbindet er sich mit der ihm zum Krystallwasser nöthigen Menge desselben und erhärtet zu einer steinharten Masse, deren man sich zur Bereitung der Gypsmedaillen, Gypsbüsten u. s. w. bedient. Der frisch bereitete Gypsbrei wird zu diesem Behuf vor dem Erhärten, in Formen gegossen, die man gewöhnlich ebenfalls aus Gyps macht, und mit Schwefel oder Oel tränkt, damit der hineingegossene Gyps nicht daran anbäckt. Man macht auch einen künstlichen Marmor aus gebranntem Gyps, den man dazu mit Leimwasser anfeuchtet und mit Farben durchknetet. Man nennt solchen Marmor Stucco.

In sehr hoher Temperatur schmilzt der Gyps zu einer emailartigen Glasmasse. In der Landwirthschaft wird der Gyps als Düngungsmittel gebraucht, wo derselbe, wie der Kalk, vorzüglich auf die in der Erde enthaltenen nährenden Stoffe wirkt. An und für sich giebt er den Pflanzen gewiſs wenig Nahrungsstoff ab.

Der schweflichtsaure Kalk ist ein schwerlösliches weiſses Pulver, welches 800 Theile Wasser zu seiner völligen Auflösung bedarf. Durch einen Ueberschuſs an Säure wird es leichter löslich und schieſst dann aus einer gesättigten warmen Auflösung beim Abkühlen in langen Krystallen an. Es verwittert äuſserlich langsam und verwandelt sich dabei in schwefelsauren Kalk. Beim Erhitzen verliert es sein Krystallwasser, und in einer höheren Temperatur verwandelt es sich in Gyps.

Unterschweflichtsaurer Kalk wird erhalten, entweder wenn man eine Auflösung von Kalkhepar in der Luft sich oxydiren läſst, oder wenn man zu der heiſsen Auflösung des Kalkhepars schweflichte Säure so lange setzt, bis daſs die alkalische Reaktion aufhört. Er ist ein in Wasser sehr leicht auflösliches Salz.

Der salpetersaure Kalk bildet sich in der Salpeter-Mutterlauge. Ich habe ihn in bedeutender Menge, neben Salpeter und salpetersaurer Talkerde, in den Stockholmer Brunnenwassern gefunden. Er krystallisirt langsam, wird an der Luft schnell feucht, löst sich in $\frac{1}{4}$ seines Gewichts kaltem Wasser, und in allen Verhältnissen im kochenden. Im kochenden Alkohol löst er sich zu gleichen Theilen. Er zersetzt sich leicht beim Brennen, und der Rückstand, der im Finstern schwach leuchtet und Balduins Phosphor genannt wird, besteht aus Stickstoffoxyd, salpetrichter Säure und Kalkerde.

Der phosphorsaure Kalk kommt in der Natur häufig vor, theils als Fossil, theils als Hauptbestandtheil der thierischen Knochen. Die Phosphorsäure kann sich aber mit der Kalkerde in mehreren Verhältnissen verbinden.

Neutralen phosphorsauren Kalk erhält man, wenn man in eine Auflösung von neutralem salzsauren Kalk eine Auflösung von krystallisirtem phosphorsauren Natron tröpfelt. Es bildet sich dabei ein halb krystallinischer Niederschlag, und obgleich das zugetröpfelte phosphorsaure Natron wie Alkali reagirt, so ist doch die Flüssigkeit, in welcher der Niederschlag erfolgt, sauer, besonders wenn nicht alle Kalkerde völlig herausgefällt worden ist. Dieſs giebt also zu erkennen, daſs bei der Bildung des phosphorsauren Kalks die Salze ihre Bestandtheile nicht wie gewöhnlich, gleichförmig umtauschen, sondern daſs die Phosphorsäure von der Salzsäure mehr Kalkerde aufnimmt, als dem von ihr freigelassenen Natron entspricht, wodurch folglich Salzsäure frei wird. Der erhaltene Niederschlag ist ein krystallinisches Pulver, welches unter dem Mikroskope betrachtet,

aus kleinen Fäden zu bestehen scheint, die sich an ihren Enden in 3 oder mehrere noch feinere Fäden theilen. Nach dem Eintrocknen wird er pulvericht. — Er enthält 43,44 Theile Phosphorsäure, 34,66 Theile Kalkerde und 21,90 Theile chemisch gebundenes Wasser, welches 2mal soviel Sauerstoff als die Kalkerde enthält. Die Phosphorsäure nimmt darin mehr Kalkerde auf, als sie, vermöge ihrer Sättigungs-Capacität gegen andere Basen, aufnehmen sollte; diefs rührt aber vermuthlich von der Bildung eines kleinen Antheils von einem eigenen basischen Salze her, welches die Phosphorsäure mit der Kalkerde vorzugsweise hervorbringt (dem Knochenerdesalze) und welches mit dem neutralen gemengt ist.

Wenn man bei Fällung dieses Salzes, anstatt das phosphorsaure Natron dem salzsauren Kalke zuzusetzen, und diesen vorherrschen zu lassen, umgekehrt den salzsauren Kalk in kleinen Antheilen in das phosphorsaure Natron tröpfelt, und von letzterm einen Ueberschufs läfst; so erhält man einen Niederschlag von ganz anderem Ansehen, welcher gallertartig und leicht ist, wie Thonerde zusammenbäckt und sich schwer auswaschen läfst. Er zeigt unter dem zusammengesetzten Mikroskope keine Spur einer bestimmten Gestalt, und bildet nach dem Trocknen kein Pulver, sondern harte, zusammengebackene Klumpen. Dieses phosphorsaure Kalksalz besteht aus 48,45 Theilen Phosphorsäure und 51,55 Theilen Kalkerde. 100 Theile Phosphorsäure nehmen darin 107 Theile Kalkerde auf, deren Sauerstoff 30 ist, so dafs der Zuschufs an Basis hier in keinem bestimmten Verhältnisse mit der im neutralen Salze enthaltenen Menge der Basis zu stehen scheint; sie beträgt aber $1\frac{1}{3}$ mal soviel, als die Säure, nach der Berechnung, im neutralen Salze aufnehmen wird, nämlich $80 \times 1\frac{1}{3} = 106,66$. Wenn man dieses Salz mit ätzendem Ammoniak digerirt, so nimmt dieses keine Phosphorsäure daraus auf und verändert dessen Zusammensetzung nicht, und wenn man phosphorsauren Kalk in einer Säure auflöst und mit kaustischem Ammoniak im

Ueberschusse niederschlägt, so erhält man ganz denselben Niederschlag.

Diese Verbindung ist es, welche einen so hauptsächlichen Bestandtheil der thierischen Knochen ausmacht. Löst man Pulver von ungebrannten Knochen in Salzsäure auf, so entweicht Kohlensäure; der dabei entstandene Verlust läſst sich durch's Gewicht bestimmen. Brennt man dann ein gleiches Gewicht Knochen zu Asche, löst diese in Salzsäure auf, und fällt den phosphorsauren Kalk mit ätzendem Ammoniak, dann aber mit kohlensaurem Ammoniak die Kalkerde, die in der Säure zurückgeblieben ist, nieder, so findet man, daſs dieselbe genau soviel beträgt, als zur Sättigung der Kohlensäure erforderlich war. Die Knochen enthalten also keinen andern Sättigungsgrad der Phosphorsäure mit Kalk, als den jetzt beschriebenen.

Im Mineralreiche kommt ebenfalls der phosphorsaure Kalk vor und bildet ein besonderes Fossil, welches die Namen Apatit, Spargelstein, auch Moroxit, führt, wenn es grüne Krystalle bildet. In diesem Fossile ist die Phosphorsäure mit einer noch gröſseren Menge Kalkerde, nämlich mit $1\frac{1}{2}$ mal soviel als im neutralen Salze verbunden. Dieses Fossil kommt meist krystallisirt, von mancherlei Farben und verschiedenen Graden der Durchsichtigkeit, seltener derb vor.

Die Neigung der Phosphorsäure, sich mit Basis zu übersättigen, ist so groſs, daſs wenn man neutralen phosphorsauren Kalk, der nicht geglüht worden ist, mit einer concentrirten Lösung von salzsaurer Kalkerde mengt und destillirt, derselbe die Salzsäure austreibt und basisch phosphorsauren Kalk bildet.

Die Ursachen aller dieser Abweichungen des phosphorsauren Kalks von der Analogie mit andern Körpern sind unbekannt. Es ist wahrscheinlich, daſs derselbe ohne diese Beweglichkeit zwischen seinen Bestandtheilen, und ohne das Vermögen, kleine Veränderungen in der Zusammensetzung zu erleiden, seine Funktionen in der Oekonomie der lebenden Natur nicht würde verrichten können, wo er eine höchst wichtige Rolle sowohl bei Pflan-

zen als Thieren spielt. Er findet sich häufig in thierischen Feuchtigkeiten, und ist hier theils in Milchsäure aufgelöst, wie in der Milch, dem Safte des Fleisches, und dem Urin; theils ist er ein Bestandtheil fester Theile, wie des Eiweifses, von welchen er nicht geschieden werden kann, bevor nicht deren Zusammensetzung zerstört ist; und in dieser Verbindung ist er mit diesen Stoffen löslich. Es ist indessen wahrscheinlich, dafs er in diesen thierischen Stoffen nicht schon fertig vorhanden ist, sondern erst durch deren Zerstörung innerhalb des Körpers aus seinen Bestandtheilen zusammengesetzt wird, und zwar auf der Stelle, wo er in der Eigenschaft als phosphorsaurer Kalk gebraucht wird.

Der saure phosphorsaure Kalk wird gewonnen, wenn man das neutrale Salz in Phosphorsäure, Salzsäure oder Salpetersäure auflöst und die Lösung zum Krystallisiren abdampft, wobei das Salz in kleinen Blättern oder Schuppen anschiefst. Es wird an der Luft feucht, zäh und schmierig, schmeckt sauer, und schmilzt beim Glühen zu einem halbdurchsichtigen, im Wasser unauflöslichen Glase. Mengt man es mit Kohlenpulver und destillirt es in einer Retorte, so wird die überschüssige Säure reducirt und giebt Phosphor. Auf diese Weise bereitet man am gewöhnlichsten den Phosphor, indem man dieses Salz durch Schwefelsäure aus Knochenerde, auf die Weise erhält, die ich beim phosphorsauren Natron angegeben habe; jedoch mit dem Unterschiede, dafs die vom Gyps befreite saure Flüssigkeit nicht mit Alkali gesättiget, sondern statt dessen zur trocknen Masse abgedampft wird.

Der saure phosphorsaure Kalk hat, wie der saure phosphorsaure Baryt, mehrere Sättigungsstufen, die aber wie das basische Salz, welches die Knochenerde bildet, gewisse eigenthümliche Anomalien zeigen. Setzt man einer Auflösung des phosphorsauren Kalks in reiner Phosphorsäure Alkohol zu, so erhält man einen weifsen Niederschlag, der selbst nach dem Auswaschen mit Alkohol das Lakmuspapier röthet, und nach dem Trocknen ein weifses Pulver giebt. Dieses löst sich in Wasser nicht auf,

wird aber so zerlegt, daſs ein saures Salz daraus aufgelöst wird, und neutraler phosphorsaurer Kalk ungelöst zurückbleibt. In diesem sauren Salze ist der Kalk mit $1\frac{1}{4}$ mal soviel Säure als im neutralen, und mit genau doppelt soviel Säure als im basischen Salze, welches einen Bestandtheil der Knochen ausmacht, verbunden. Diese Verhältnisse sind aber mit der sauren phosphorsauren Baryterde nicht analog, wo die Erde im ersten sauren Salze $1\frac{1}{3}$ mal soviel Säure, und im zweiten doppelt soviel, als im neutralen Salze aufnimmt.

Wenn man gefällten phosphorsauren Kalk, der noch nicht getrocknet ist, mit in Wasser verdünnter Phosphorsäure übergieſst, so verwandelt er sich nach einiger Zeit in eine zusammenhängende, zähe klebrige Masse, die sich in Fäden ausziehen läſst, und wenn man sie kaut, fest an den Zähnen klebt und sauer schmeckt. Beim Trocknen wird sie gelb und halbdurchsichtig, zuletzt aber spröde und leicht zerreiblich. In reinem Wasser wird sie langsam zersetzt, indem das Wasser ein saures Salz auszieht, das neutrale aber zurückläſst. Bei ihrer Analyse hat sich gezeigt, daſs sie ganz so, wie die durch Alkohol niedergeschlagene, zusammengesetzt ist. — Ihre Bereitung auf die zuletzt angeführte Weise gelingt nicht immer.

Es ist eine allgemein verbreitete Meinung, daſs die Schwefelsäure den phosphorsauren Kalk nicht weiter, als bis zur Bildung des sauren Salzes zerlege; allein dieſs ist unrichtig, da der Grad der Zerlegung einzig und allein von der Concentration der Flüssigkeit und der Menge der zugesetzten Schwefelsäure abhängig ist. — Versetzt man eine etwas concentrirte Auflösung von saurem phosphorsauren Kalk mit concentrirter Schwefelsäure, so geschieht ein häufiger Niederschlag und eine beinahe vollständige Zerlegung, so daſs man bei Anwendung hinlänglicher Schwefelsäure den Kalk so beinahe völlig ausscheiden kann, daſs das filtrirte Liquidum, nach der Sättigung durch Ammoniak, nicht mehr durch kleesaures Ammoniak niedergeschlagen wird. Sie ist aber dessen ungeach-

tet nicht völlig frei von Kalkerde. Wenn sie im Platintiegel eingekocht und nicht weiter, als bis zur Austreibung der Schwefelsäure erhitzt wird, so löst sich die zurückbleibende Phosphorsäure im Wasser leicht auf, erhitzt man dieselbe aber bis zum Glühen, so wird sie erst nach sehr langer Berührung mit Wasser aufgelöst. Mengt man Schwefelsäure mit Alkohol und digerirt damit phosphorsauren Kalk, so wird derselbe vollkommen zerlegt, und man erhält ungelösten schwefelsauren Kalk, und kalkfreie Phosphorsäure in Alkohol gelöst. Saure Auflösungen des phosphorsauren Kalks, besonders die salpetersaure, werden auch durch Bleisalze, am besten durch kohlensaures oder essigsaures Bleioxyd, zerlegt, wobei der Kalk mit der Salpetersäure verbunden zurückbleibt, die Phosphorsäure aber mit dem Bleioxyde gefällt wird.

Der phosphorichtsaure Kalk ist im Wasser unlöslich und an der Luft unveränderlich. Beim Erhitzen phosphorescirt er, und in starkem Feuer schmilzt er zu einer durchsichtigen Kugel. Er löst sich in einem Ueberschusse von phosphorichter Säure oder in Salzsäure auf, und schieſst beim Abdampfen in Krystallen an.

Der kohlensaure Kalk kommt in der Natur weit häufiger, als irgend ein anderes Salz, unter der Gestalt von Kalkstein, Marmor, Mergel, Muschelschaalen u. s. w. vor. Er ist im Wasser unlöslich und enthält kein chemisch gebundenes Wasser; verliert beim heftigen Brennen in offenem Feuer seine Säure und wird ätzend. Derb zusammengedrückt, oder in verschlossene Gefäſse eingelegt, schmilzt er halb und läſst dann seine Kohlensäure, bei der zum Austreiben derselben sonst erforderlichen Temperatur, nicht fahren. Er löst sich in einem Ueberschusse von Kohlensäure auf und bildet damit ein saures Salz, welches in allen unseren Quellwassern enthalten ist, und diesem die Eigenschaft mittheilt, zu gleicher Zeit auf Lakmus als Säure und auf Fernambuk-Tinktur als Alkali zu wirken. 100 Cubikzoll mit Kohlensäure gesättigtes Wasser lösen, nach Hermbstädt, 27 Gran kohlensauren Kalk auf. Wenn die Kohlensäure langsam ver-

dunstet, setzt sich das Salz gröſstentheils wieder in kleinen durchsichtigen Krystallen ab, die sich an das Glas anhängen. Philip's hat die Bemerkung gemacht, daſs eisenhaltige Wasser, wenn dieses Salz in ihnen fehlt, nicht auf Galläpfel-Infusion reagiren, sobald der Eisengehalt gering ist. Wenn man zu einer groſsen Menge destillirtem Wasser eine sehr geringe Menge Eisensalz zusetzt, und dann Galläpfelaufguſs zugieſst, so entsteht keine Veränderung; schlägt man aber entweder etwas gemeines Brunnenwasser, oder eine künstliche Auflösung von Kalk in kohlensaurem Wasser zu, so entsteht die Reaktion augenblicklich, und die Auflösung wird purpurroth oder allmählig schwarz.

Wenn eine Lösung von salzsaurem Kalk mit kohlensaurem Alkali niedergeschlagen wird, so scheidet sich die Kalkerde als ein voluminöses Pulver aus, welches sogleich als ein unendlich feines, aus kleinen runden Krystallkörnchen bestehendes, Mehl sich zusammensetzt, das nach dem Filtriren und Trocknen zwischen den Fingern sich fein anfühlt, und nicht den mindesten Zusammenhang hat. Wenn man dieses Pulver mit destillirtem Wasser umschüttelt, so wird, nach Bucholz Versuchen, etwas weniges davon aufgelöst, obgleich der kohlensaure Kalk 16 bis 24 Tausend Gewichtstheile Wasser zu seiner Auflösung bedarf; die Flüssigkeit wird durch Zusatz von kleesaurem Kali trübe.

Der salzsaure Kalk kommt in der Natur im Meerwasser aufgelöst, auch in verschiedenen Quellwassern vor, welche kein kohlensaures Kali oder Natron enthalten. Man erhält ihn am besten als Rückstand von der Bereitung des ätzenden Ammoniaks in Apotheken, wenn man die kalkhaltige Masse auflöst, und entweder mit Salzsäure sättiget, oder sie so lange der Luft aussetzt, bis ihr Ueberschuſs an Kalkerde durch die Kohlensäure ausgeschieden worden ist. Das was endlich zurückbleibt, läſst man zur Syrupsdicke abdampfen und dann abkühlen, wobei das Salz in Krystallen anschieſst. Es schmeckt salzig und bitter und wird an der Luft sehr schnell

feucht. Beim Erhitzen verliert es unter Aufschäumen sein Krystallwasser und wird in eine weiſse Masse verwandelt. In der Glühhitze schmilzt es. Das geschmolzene Salz leuchtet im Finstern und hat daher den Namen Hombergs Phosphor erhalten. Es muſs in einer trockenen und wohl verkorkten Flasche aufbewahrt werden. Gepulvert und mit Wasser gemengt nimmt es sein Krystallwasser wieder an und erregt Wärme; dann löst es sich auf und bringt Kälte hervor. Es wird zur Erregung künstlicher Kälte benutzt, und zwar auf die Art und mit der Vorsicht, die ich bei der Lehre von der Wärme angegeben habe. Wegen seiner starken Verwandtschaft zum Wasser, wird es auch dazu gebraucht, dem Alkohol seinen letzten Antheil davon zu entziehen, indem man 3 Theile Alkohol mit 1 Theile geschmolzenem salzsauren Kalke so lange destillirt, bis 2 Theile davon übergetrieben sind. Endlich wird es auch wegen seiner Verwandtschaft zum Alkohol zu dessen Abscheidung vom Aether benutzt, indem man den Aether über salzsauren Kalk destillirt.

Die Masse, welche von der Bereitung des Ammoniaks zurückbleibt, enthält noch ein zweites basisches, schwerlösliches Salz aus Salzsäure und Kalkerde, welches noch wenig untersucht ist.

Den basisch salzsauren Kalk erhält man, wenn man salzsauren Kalk mit Kalkerdehydrat digerirt, die Lösung kochendheiſs filtrirt und abkühlen läſst. Das Salz schieſst dabei in 1 bis 2 Zoll langen flachen Nadeln an, die man für Kalkerdehydrat gehalten hat. In freier Luft zerfällt es und verwandelt sich allmählig in kohlensauren und neutralen salzsauren Kalk.

Das basische Doppelsalz aus salzsaurem Kalk und Ammoniak erhält man, wenn man wasserfreien salzsauren Kalk der Einwirkung von Ammoniakgas aussetzt. Das Gas wird verschluckt, das Kalksalz schwillt auf und fällt zu Pulver. Beim Erhitzen entweicht das Ammoniak wieder. Auch durch Vermischung mit Wasser wird dasselbe ausgetrieben und man erhält im Wasser eine Lösung von salzsaurem Kalk und freien Ammoniak.

Bringt man das trockene Salz in gasförmiges Salzsäuresuperoxydul, so entzündet es sich, nach Faraday's Angabe; das Gas verwandelt sich in Stickstoffgas und es wird Salmiak gebildet. Weder der salzsaure Baryt, noch auch die salzsaure Strontianerde verbinden sich auf diese Weise mit dem Ammoniak.

Der oxydirt salzsaure Kalk wird bereitet, wenn man Salzsäure-Superoxydul durch ein Gemisch von ätzendem Kalk und Wasser leitet. Das oxydirte Salz wird von dem salzsauren auf dieselbe Weise gereiniget, wie das Barytsalz. Es krystallisirt schwierig, hat einen scharfen Geschmack, wird an der Luft feucht und löst sich leicht in Alkohol.

Die oxydirte salzichtsaure Kalkerde erhält man, wenn man Salzsäure-Superoxydul durch trockenes Kalkhydrat leitet. Das Gas wird von diesem eingesogen. Dieses Salz wird zum Gebrauche für die englischen Leinwandbleichereien im Groſsen bereitet und in trockner Gestalt aufbewahrt. Beim Gebrauche wird das trockene Salz in Wasser aufgelöst; es bleicht vortrefflich. Ein Viertelloth davon in 2 Loth Wasser aufgelöst war nach Buchners Versuchen hinreichend, um ein sehr beschmutztes Apothekenhandtuch von einem Quadratfuſse im Umfange zu bleichen. Vor dem Bleichen sucht man durch Einbeuchen in Lauge soviel als möglich herauszuziehn; beim Bleichen selbst wird die Flüssigkeit erwärmt, dann das Eingetauchte herausgenommen und schnell abgespült, erst einigemale in reinem Wasser, dann in Seifenwasser. — Davy's Einwurf gegen dieses Bleichsalz aus Kalk habe ich schon oben erwähnt, wo vom Bleichen im Allgemeinen die Rede war. — Dieses Salz giebt, mit gepulvertem sauren schwefelsauren Kali gemengt, ein vortreffliches Mittel zu Räucherungen bei ansteckenden Seuchen ab, und Sefström hat in den Schriften der schwedischen medicinischen Gesellschaft die vortheilhafte Anwendung desselben bei bösartigen, stinkenden Geschwüren beschrieben.

Der jodsaure Kalk ist ein zerflieſsendes Salz. Es

läfst beim Brennen in verschlossenen Gefäfsen seine Säure nicht fahren, in offenen aber geht dieselbe in Form des Superoxyds fort und es bleibt die blofse Kalkerde zurück.

Oxydirt jodsaurer Kalk ist schwerlöslich. Ein Theil desselben löst sich in 100 Theilen kochendheifsem und 400 Theilen kaltem Wasser auf. Er verhält sich auf glühenden Kohlen wie das Barytsalz.

Flufssaurer Kalk kommt in der Natur häufig als Flufsspath, theils krystallisirt, theils in derben Massen, seltener als dichter Flufs vor. Wenn er auf einem Bleche gelind erhitzt wird, leuchtet er stark im Dunklen, zerspringt zuletzt mit Verlust seines Decrepitationswassers und leuchtet dann nicht mehr, wenn er von neuem erhitzt wird. Indessen kommt auch fossiler Flufsspath vor, der beim Erhitzen nicht leuchtet. Eine Abänderung desselben von Nertschinks in Sibirien hat die Eigenschaft zu phosphoresciren, so oft sie erhitzt wird, wenn nur die Erhitzung nicht bis über einen gewissen Grad hinausgeht. Man hat ihr den Namen Chlorophan gegeben, weil sie mit grünem Lichte leuchtet. Setzt man sie einige Augenblicke dem Sonnenlichte aus, so erhält sie die Eigenschaft, im Finstern ziemlich lange einen schwachen gelblichen Schein von sich zu geben. v. Grotthufs, der eine Reihe interessanter Versuche darüber angestellt hat, fand, dafs wenn man Flufsspath in concentrirter Salzsäure auflöst und mit ätzendem Ammoniak fällt, der getrocknete Niederschlag die Eigenschaft hat, beim Erhitzen zu phosphoresciren, wenn nicht der Flufsspath seine Phosphorescenz vorher schon verloren hatte; war diefs aber schon vor der Auflösung desselben der Fall gewesen, so phosphorescirte auch der Niederschlag nicht. Eine genügende Erklärung hiervon ist schwer zu geben. Nach v. Grotthuf's Versicherung kann man einem Flufsspath, welcher seine Phosphorescenz eingebüfst hat, diese Eigenschaft bis zu einem gewissen Grade wiedergeben, wenn man einige elektrische Ausladungsfunken dicht über seiner Oberfläche hingehen läfst.

Der Flufsspath wird durch Brennen mit kohlensaurem

Alkali nicht zerlegt. Bei einem sehr strengen Feuer schmilzt er zu einem emailartigen Glase.

Flufssäure, Schwefelsäure und Kalkerde bringen ein eigenes Doppelsalz hervor, wenn man 1 Theil Flufsspath mit $1\frac{3}{4}$ Theilen Gyps in einem Platintiegel zusammen erhitzt. Die Masse schmilzt beim Glühen und bildet ein völlig durchsichtiges Liquidum, welches nach dem Erkalten zu einem Email erstarrt. Man bedient sich daher bei Löthrohrversuchen zur Erkennung des Gypses eines Zusatzes von Flufsspath, und umgekehrt zur Erkennung des Flufsspaths eines Zusatzes von Gyps. Sie schmelzen in den Berührungspunkten aufserordentlich leicht; sobald aber die Schwefelsäure nach einer Weile anfängt zerlegt zu werden, schäumt die Masse etwas auf, verliert an Schmelzbarkeit, und wird endlich ganz unschmelzbar.

Der boraxsaure Kalk ist im Wasser unlöslich und schmilzt im Feuer zu Glas. Er wird aus der Boraxauflösung gefällt, wenn man diese mit Kalkwasser mengt; — was wohl in Erinnerung gebracht werden mufs, damit man nicht verleitet wird, jede Fällung mit Kalkwasser aus einer Lösung eines Salzes mit alkalischer Basis, ohne Ausnahme, für phosphorsauren oder kohlensauren Kalk zu halten.

Der essigsaure Kalk effloreseirt gern, wird aber an der Luft wenig verändert. Bei + 100° fatiscirt er zu einem schneeweifsen, wasserfreien Salzpulver. Es löst sich im Wasser leicht, etwas schwerer im Alkohol auf.

Der kleesaure Kalk ist im Wasser unlöslich, löst sich aber in einem Ueberschusse von Säure in geringer Menge auf. Auch in Salzsäure und Salpetersäure ist er lösbar. Er enthält 12 Prozent Wasser, das aber durch Hitze ausgetrieben werden kann. Die Kleesäure hat eine stärkere Verwandtschaft zur Kalkerde, als zu irgend einer anderen Basis, und die Kalkerde eine gröfsere Verwandtschaft zur Kleesäure, als zu irgend einer anderen Säure. Dieses Salz kann daher nicht durch andere Säuren oder Basen zerlegt werden. Die kohlensauren Alkalien aber zersetzen dasselbe beim Digeriren, verbinden sich mit

der Kleesäure und lassen die Kalkerde kohlensauer zurück.

Der weinsteinsaure Kalk ist äufserst schwerlöslich im Wasser, wird aber gern in den Doppelsalzen zurückgehalten, die aus kalkhaltigem *Cremor tartari* gemacht werden. Er wird von stärkeren Säuren, nicht aber durch eine andere Basis zersetzt. Er enthält 27,42 Prozent Wasser, dessen Sauerstoff das vierfache vom Sauerstoffe der darin enthaltenen Kalkerde beträgt.

Der citronensaure Kalk ist im Wasser schwerlöslich; mit einem Ueberschusse von Säure läfst er sich auflösen und dann durch Abdampfen zum Krystallisiren bringen. Wenn man ihn an einem feuchten Orte aufbewahrt, wird er zerstört, schimmelt und hinterläfst kohlensauren Kalk. Digerirt man citronensauren Kalk mit Wasser, so wird ein sehr geringer Theil davon aufgelöst; das Wasser nimmt davon einen faden Geschmack und die Eigenschaft an, die blaue Farbe eines durch Essig gerötheten Lakmuspapiers wieder herzustellen.

Der äpfelsaure Kalk läfst sich im Wasser schwer auflösen. Eine kochendheifse Auflösung schiefst beim Erkalten in kleinen Krystallkörnern an. Setzt man mehr äpfelsauren Kalk zu, als das Wasser auflösen kann, und erhitzt die Flüssigkeit bis zum Kochen, so schmilzt der Ueberschufs zu einer harzähnlichen Masse. Der äpfelsaure Kalk wird, nach v. Grotthufs, in solchem Wasser leicht aufgelöst, welches andere Salze, z. B. Salpeter, Salmiak, salzsauren Kalk, Kochsalz u. s. w. enthält.

Saurer äpfelsaurer Kalk wird erhalten, wenn das neutrale Salz mit Säure übersättiget wird. Er trocknet zu einem durchscheinenden Firnisse ein, der sich durch seine Leichtlöslichkeit im Wasser und seine Unlöslichkeit im Alkohol von allen anderen vegetabilischen Kalksalzen unterscheidet. Er gleicht im Ansehn dem Gummi, und hat eine hellgelbe, bisweilen bräunliche Farbe. Er findet sich in verschiedenen Pflanzen, z. B. im Hauslauche und in einigen Arten Sedum.

Der benzoësaure Kalk verwittert in trockener

Luft; löst sich leicht im Wasser und hat einen scharfen, süſslichen Geschmack. Man erhält ihn am leichtesten, wenn man gepulvertes Benzoëharz mit geschlämmter Kreide und Wasser digerirt.

Der galläpfelsaure Kalk ist im Wasser löslich.

Der schleimsaure Kalk ist unlöslich.

Der bernsteinsaure Kalk verändert sich nicht an der Luft und ist im Wasser schwer löslich.

Der honigsteinsaure Kalk schlägt sich in kleinen Krystallkörnchen nieder, die von der Salpetersäure wieder aufgelöst werden.

Der ameisensaure Kalk schieſst in Krystallen an, die an der Luft unveränderlich sind, auf einer warmen Stelle aber zu einem weiſsen Salzmehle zerfallen. Es löst sich in 8 Theilen kalten Wassers auf.

Der blausaure Kalk, d. h. das Cyankalium ohne Eisen, wird sehr schnell durch die Kohlensäure der Luft zerstört und läſst sein Cyan als Blausäure bei der Destillation fahren.

4. Talkerde-Salze.

Die schwefelsaure Talkerde, welche auch den Namen Englisches, Bitter-, Seidschützer-, Seidlitzer- und Epsomsalz führt, kommt im Meerwasser und in verschiedenen Quellen, z. B. in Epsom in England, bei Seidlitz und Seidschütz in Böhmen, vor, aus welchen sie durch Einkochen gewonnen wird. Sie hat einen bitterlichen und salzigen Geschmack. Diejenige, welche im Handel vorkommt, wird, wegen eines beigemengten Antheils von salzsaurer Talkerde, an der Luft gern feucht. Das gereinigte Salz hat dagegen eher eine Neigung zum Verwittern. Es löst sich in weniger als 2 Theilen kalten und in allen Verhältnissen kochenden Wassers. Im Feuer zerflieſst es erst in seinem Krystallwasser, und trocknet sodann ein. Bei sehr hoher Temperatur schmilzt es zu einem trüben Glase. Es enthält 0,5365 Krystallwasser.

Wenn man 1 Theil ätzende Talkerde mit 4 Thei-

len rauchender (Nordhäuser) Schwefelsäure übergieſst und schnell umrührt, so kommt die Masse, nach Westrumbs Versuchen, zum Glühen. Von einer verdünnten Säure wird die Erde ohne sonderliche Erhitzung aufgelöst.

Dieses Salz wird in der Heilkunde viel gebraucht, und ist unter allen Salzen das beste Abführungsmittel. Das Meiste wird jetzt aus kieselerdehaltigem Talkschiefer in der Nachbarschaft von Nizza in Italien, und zwar auf die Weise bereitet, daſs man das Gestein röstet, einige Zeit der Luft aussetzt, dann auslaugt und hierauf das Salz krystallisiren läſst. Das auf diese Art bereitete und in den Handel kommende Salz, welches ohne weitere Reinigung in der Heilkunde benutzt wird, ist ganz unrein. Mengt man z. B. eine Auflösung desselben mit einer geringen Menge von Alkali, so erhält man einen grünlichen Niederschlag, der an der Luft gelb wird, und Eisenoxyd ist. Läſst man Schwefelwasserstoffgas durchstreichen, so erhält man einen kleinen, schwarzen oder braunen Niederschlag von Schwefelkupfer. Diese Niederschläge rühren von den im Talkschiefer eingesprengten Schwefelkiesen und Kupfererzen her. Um das Salz davon zu reinigen, muſs dasselbe lange gelind geglüht und dem Zutritte der Luft ausgesetzt werden, wobei die Eisen- und Kupfersalze mit einem unbedeutenden Antheile des Talksalzes zersetzt werden; nachher wird das Salz wieder in kochendheiſsem Wasser aufgelöst und krystallisirt. Es ist rein, wenn Galläpfelaufguſs die Auflösung nicht purpurroth noch schwarz färbt.

Das englische Salz findet man nach dem Krystallisiren des Alauns in dessen Mutterlauge, und schon Bergman bemerkte, daſs diese soviel davon enthalte, daſs die Produktion eines einzigen Alaunwerks ganz Europa damit versorgen könnte. Diese Idee hat den Direktor Gustav af Uhr aufmerksam gemacht und ihn veranlaſst, bei dem Alaunwerke zu Garphyttan eine Fabrikation von englischem Salze einzurichten, welches seiner Reinheit wegen, und nach dem Zeugnisse der Aerzte, selbst in Hinsicht

des medicinischen Gebrauchs, das ausländische bei Weitem übertrifft.

Schwefelsaure Kali-Talkerde ist ein Doppelsalz, welches man aus der Auflösung von gleichen Theilen schwefelsauren Kali's und schwefelsaurer Talkerde im Wasser erhält, wenn dieselbe zum Krystallisiren abgedampft wird. Zuerst schieſst reines schwefelsaures Kali an, dann aber das Doppelsalz in Krystallen, welche an der Luft sich nicht verändern, und fast eben so schwer löslich im Wasser sind, wie das schwefelsaure Kali.

Schwefelsaure Ammoniak-Talkerde. Die Talkerde hat eine ausgezeichnete Neigung, mit Ammoniak Doppelsalze zu bilden. Mischt man eine gesättigte Auflösung von schwefelsaurer Talkerde mit einer gesättigten Auflösung von schwefelsaurem Ammoniak, so wird ein Salz in kleinen Krystallen gefällt. Dasselbe ist schwerer löslich, als jeder seiner Bestandtheile für sich. Es enthält $33\frac{1}{3}$ wasserfreie schwefelsaure Talkerde, der Sauerstoffgehalt des Ammoniaks ist dem der Talkerde gleich, das Krystallwasser aber enthält 7 mal soviel Sauerstoff.

Die schweflichtsaure Talkerde ist ein schwerlösliches Salz, und hat einen erdartigen, schwachsalzigen, hinterher schweflichten Geschmack. Es verändert sich langsam durch den Sauerstoff der Luft. Ein Ueberschuſs von schweflichter Säure löst es auf; die Lösung giebt nach dem Abdampfen durchsichtige Krystalle. Das angeschossene Salz löst sich in 20 Theilen kaltem und in weit weniger kochendem Wasser. Die Auflösung oxydirt sich sehr schnell. Die Krystalle zerfallen äuſserlich an der Luft. Beim Erhitzen verlieren sie erst ihr Krystallwasser und dann wird die Masse weich und biegsam wie Gummi. Setzt man das Salz in verschlossenen Gefäſsen einer höheren Temperatur aus, so verfliegt die schweflichte Säure und läſst die Erde rein zurück.

Die schweflichtsaure Ammoniak-Talkerde erhält man durch Mischung beider Salze, oder wenn man eine schweflichtsaure Auflösung des vorigen Salzes mit Am-

Ammoniak sättiget. Die Krystalle sind durchsichtig und im Wasser schwer löslich.

Die salpetersaure Talkerde findet sich in der Mutterlauge des Salpeters; auch habe ich sie im Stockholmer Brunnenwasser gefunden. Man kann sie zum Krystallisiren bringen, wenn man eine gröſsere Quantität der Salzlösung bis zur Syrupsdicke abdampft, und dann langsam erkalten läſst. Die Krystalle werden an der Luft schneller feucht, als die irgend eines anderen Salzes. — Es hat einen bitteren Geschmack, löst sich in 9 Theilen Alkohol, zerfällt beim Erhitzen zu einem weiſsen Salzpulver, und verliert mit seinem Krystallwasser zugleich einen Theil seiner Säure. Bei starkem Brennen wird die Säure zerstört und die Erde bleibt rein zurück. Das krystallisirte Salz enthält nach Kirwan 32 Theile Wasser.

Die salpetersaure Ammoniak-Talkerde erhält man auf dieselbe Art, wie die vorhergehenden Doppelsalze. Sie schmeckt nach Ammoniak, löst sich in 11 Theilen kaltem und in weit weniger kochendem Wasser; wird an der Luft langsam feucht, und besteht aus 78 Theilen Talksalz und 22 Theilen Ammoniaksalz.

Die phosphorsaure Talkerde ist in den festen und flüssigen Theilen der Thiere, jedoch in weit geringerer Menge, als der phosphorsaure Kalk, ferner in gröſserer Menge in dem Saamen der Grasarten enthalten. Man gewinnt sie am besten in Krystallgestalt, wenn man Phosphorsäure in eine Lösung von essigsaurer Talkerde tröpfelt und die Lösung abdunstet; auch wenn man gesättigte Auflösungen des phosphorsauren Natrons und der schwefelsauren Talkerde mit einander mischt, woraus dann das Salz nach einigen Stunden in Krystallen anschieſst, die in der Luft langsam verwittern. Es löst sich in 15 Theilen kaltem und in weit weniger kochendem Wasser auf. In starkem Feuer schmilzt es zu einem klaren Glase.

Die phosphorsaure Ammoniak-Talkerde kommt als ein Bestandtheil der Blasensteine vor und wird bei allen Gelegenheiten niedergeschlagen, wo eine Lösung von phosphorsaurer Talkerde mit Ammoniak oder

einem Ammoniaksalze in Berührung kommt. Sie krystallisirt zuweilen aus verfaultem Urin, ist beinahe ganz unauflösbar im Wasser, und schmilzt beim Glühen zu einem klaren Glase, welches aus phosphorsaurer Talkerde mit Ueberschufs an Säure besteht.

Die phosphorichtsaure Talkerde ist *schwer* löslich, erfordert zur Lösung 400 Theile Wasser, und schiefst beim Abdampfen zu einer durchsichtigen, krystallinischen Rinde an. Mit Ammoniak giebt sie ein schwer lösliches, ebenfalls krystallisirbares Doppelsalz.

Die kohlensaure Talkerde erhält man durch Vermischung einer Auflösung von schwefelsaurer Talkerde mit einer Auflösung von kohlensaurem Kali, wobei die Erde in der überschüssigen Kohlensäure des Alkali's aufgelöst wird. Sie setzt sich dann allmählig ab, sowie die Kohlensäure nach und nach verfliegt, und giebt theils undurchsichtige Körner, theils kleine durchsichtige *Krystalle*. Sie kommt auch im Mineralreiche vor und *führt* den Namen *Magnesit*. Beim Erhitzen zerfällt sie zu einem feinen, leichten, voluminösen Mehle, welches man in den Apotheken weifse Magnesia (*Magnesia alba*) nennt und gewöhnlich so gewonnen wird, dafs man eine Auflösung von schwefelsaurer Talkerde kochend mit basisch kohlensaurem Kali niederschlägt. *Dieses Präparat* wird meistens im Grofsen in England bereitet und man sieht es als eine Probe seiner Güte an, wenn es leicht und voluminös ist. Hierzu wird erfordert, dafs es aus einer völlig reinen schwefelsauren Talkerde niedergeschlagen werde; dafs die Fällung aus einer stark verdünnten Lösung und unter anhaltendem Kochen geschehe, und dafs etwas Ueberschufs von der schwefelsauren Talkerde in der Flüssigkeit bleibe, weil, wenn das Alkali vorherrscht, die Erde immer einen kleinen Antheil davon an sich behält und nicht so locker wird. Den höchsten Grad von Lockerheit kann man ihr geben, wenn man sie beim Trocknen gefrieren läfst.

Dieses Präparat, welches man allgemein als kohlensaure Talkerde betrachtet, ist indessen mit der krystalli-

sirten nicht einerlei, sondern eine Verbindung von kohlensaurer Talkerde und Talkerde-Hydrat, worin die Talkerde des letztern $\frac{1}{3}$ von der Talkerde des erstern beträgt. Nach Fife's Versuchen werden zur Auflösung dieser Verbindung 9000 Theile kochendes Wasser erfordert, von + 16° warmen Wasser reichen aber 2500 Theile hin, die Auflösung zu bewirken, so daſs 1 Pfund kaltes Wasser soviel davon auflöst, als 1 Gran caustischer Talkerde entspricht. Sie löst sich leicht in kohlengesäuertem Wasser; 1 Theil desselben kann 48 Theile davon aufgelöst enthalten. Die Lösung schmeckt bitter, und das vollkommen kohlensaure Salz schieſst daraus bei der freiwilligen Verdunstung an. Sie wird in der Heilkunde benutzt.

Die kohlensaure Ammoniak-Talkerde gleicht dem vorigen Salze an Löslichkeit. Man erhält es, wenn man ein Talksalz mit kaltem kohlensauren Ammoniak im Ueberschusse niederschlägt. Erhitzt zerfällt es zu Mehl und stöſst Ammoniakdämpfe aus.

Die salzsaure Talkerde findet sich im Meerwasser, sowie in verschiedenen Quellwassern. Man gewinnt sie am leichtesten, wenn man 2 Theile englisches Salz, mit 1 Theil Kochsalz gemengt, in $4\frac{1}{2}$ Theilen kochendem Wasser auflöst und so lange abdampft, bis noch 4 Theile von der Flüssigkeit vorhanden sind, dann aber die Lösung auf einer — 3° kalten Stelle zum Anschieſsen hinstellt. Dabei krystallisirt das Glaubersalz, die salzsaure Talkerde aber bleibt in der Lösung zurück. Sie gehört zu den am leichtesten zerflieſsenden Salzen und kann schwer zum Krystallisiren gebracht werden. Sie hat einen bitteren Geschmack, löst sich in 0,273 Gewichtstheilen kochendem und in 0,658 kaltem Alkohol; läſst beim Trocknen einen Theil seiner Säure, den gröſsten Theil aber beim Glühen fahren. Brennt man sie in einer Retorte, so erhitzt sich der Rückstand schwach mit Wasser. Er enthält noch ein wenig Salzsäure, ist aber im Wasser unlöslich. Man pflegt bei Analysen von Mineralien Gebrauch davon zu machen, um die Kalkerde von der

Talkerde zu scheiden, indem man diese Erden in Salzsäure auflöst und glüht, wo dann die Talkerde unaufgelöst zurückbleibt.

Salzsaure Ammoniak-Talkerde löst sich in 6 Theilen kaltem Wasser und ist an der *Luft* unveränderlich.

Oxydirt salzsaure Talkerde gleicht dem *Kalk*salze und wird auch auf dieselbe Art bereitet. Man braucht sie zum Bleichen solcher Baumwollenzeuche, auf welche beim Drucken eine hochrothe Farbe gesetzt werden soll.

Jodsaure Talkerde krystallisirt langsam und deliquescirt leicht. Wird dieselbe in der Retorte bei strenger Hitze bis zur trocknen Masse abgedampft, so geht die Jodsäure über, und die Erde bleibt zurück, wie beim salzsauren Salze. Im offenen Feuer wird die Säure überoxydirt und verfliegt.

Die oxydirt jodsaure Talkerde ist im Wasser löslich. Versetzt man eine Lösung dieses Salzes mit einer Lösung der jodsauren Talkerde, so erhält man einen schwarzbraunen Niederschlag, der eine Verbindung von Jodsuperoxyd und Talkerde ist, und durch die Superoxydation der Jodsäure auf Kosten der oxydirten Säure entsteht. Man kann also dieses Salz durch *Behandlung der* Talkerde mit Jodsuperoxyd nicht erhalten, weil dieses dabei nicht zerlegt wird.

Flufssaure Talkerde ist im Wasser nicht löslich. In einem Ueberschufs von Säure wird sie in geringer Menge aufgelöst und krystallisirt aus dieser Auflösung. Sie wird beim Glühen nicht zerlegt, und giebt sowohl mit Kieselerde, als mit Ammoniak, Doppelsalze.

Die boraxsaure Talkerde ist im Wasser schwer löslich und setzt sich als ein krystallinisches Pulver daraus ab. Weicht man sie in Alkohol ein, so löst dieser einen Theil der Säure auf und läfst ein basisches Salz zurück. Sie knistert beim Erhitzen und schmilzt endlich zu einem klaren Glase. In den Gypslagern bei Lüneburg und am Segeberge im Hollsteinischen kommt ein

Fossil vor, das man Boracit genannt hat, in welchem die Boraxsäure mit halb soviel Talkerde gesättiget ist, als in dem, durch Zersetzung einer Boraxauflösung mit schwefelsaurer Talkerde erhaltenen Niederschlage, und die Säure enthält darin 4 mal soviel Sauerstoff als die Erde.

Die essigsaure Talkerde giebt eine zerfliefsende gummiähnliche Masse, die nicht zum Krystallisiren gebracht werden kann, und im Alkohol löslich ist.

Die kleesaure Talkerde ist im Wasser unlöslich, löst sich aber in einem Ueberschusse von Säure auf.

Kleesaure Ammoniak-Talkerde wird gebildet, wenn man ein Talkerdesalz mit kleesaurem Ammoniak vermischt. Sie ist schwer löslich, doch aber leichter löslich, als die saure kleesaure Talkerde. Sie liefert ein leichtes Mittel, bei Analysen die Kalkerde von der Talkerde zu scheiden, wenn man nämlich die verdünnte gemeinschaftliche Auflösung beider Erden in Salzsäure mit kleesaurem Ammoniak niederschlägt, wodurch die Kalkerde ausgeschieden wird, die Talkerde aber zurückbleibt und dann kochendheifs mit basisch kohlensaurem Alkali niedergeschlagen werden kann.

Die weinsteinsaure Talkerde ist im Wasser unlöslich. Mit Ueberschufs von Säure ist sie etwas löslicher und krystallisirt beim Abdampfen. Sie schmilzt in der Wärme und zersetzt sich nachher.

Die citronensaure Talkerde ist mit etwas Ueberschufs an Säure leicht löslich und zerfliefsend. Sie efflorescirt sehr beim Abdampfen. Das neutrale Salz ist beinahe völlig unlöslich.

Die äpfelsaure Talkerde ist ein gummiähnliches, deliquescirendes, bitteres Salz.

Die benzoësaure Talkerde schmeckt scharf und bitter und verwittert an der Luft.

Die galläpfelsaure Talkerde ist unbekannt; — die schleimsaure Talkerde unlöslich. — Die bernsteinsaure Talkerde ist eine weifse gummiähnliche Masse, die schwer zum Krystallisiren zu bringen ist; die Krystalle zerfallen in der Wärme.

Die ameisensaure Talkerde giebt Krystalle, die an der Luft unveränderlich sind, in der Wärme aber zu einem weiſsen Pulver zerfallen.

Blausaure Talkerde, Cyan-Magnesium, erhält man durch Auflösung caustischer Talkerde in blausäurehaltigem Wasser. Sie ist übrigens unbekannt.

5. Thonerde-Salze.

Die schwefelsaure Thonerde krystallisirt schwer in dünnen, biegsamen Blättchen von Perlenmutterglanz. Sie hat einen süſsen, zusammenziehenden Geschmack und löst sich in 2 Theilen kaltem Wasser, im Alkohol aber wenig oder gar nicht auf. Eine concentrirte Auflösung dieses Salzes ist ein gutes Reagens auf Kali; wenn man nämlich ein kalihaltiges Salz hineintropft, wird Alaun gefällt, weil derselbe in der concentrirten Flüssigkeit unlöslich ist.

Basisch schwefelsaure Thonerde erhält man, wenn man schwefelsaure Thonerde mit Aetzammoniak niederschlägt, ohne jedoch alle Thonerde auszuscheiden. Sie giebt ein weiſses Pulver, welches im Wasser nicht löslich ist, und worin die Säure 3mal soviel Basis als im neutralen Salze aufnimmt. Sie enthält 23 Prozent Wasser, und kommt bei Halle an der Saale und bei Newhaven in England fossil vor.

Alaun nennt man ein im Handel vorkommendes, aus Schwefelsäure, Kali und Thonerde zusammengesetztes Doppelsalz. Man bereitet es auf besonderen Siedewerken aus dem Alaunschiefer, einem verbrennlichen Fossile, der Alaunerde und dem Alaunstein. Der Alaunschiefer wird nämlich verbrannt, wobei sich der darin enthaltene Schwefel des Schwefelkieses zur Schwefelsäure oxydirt und diese mit dem Kali und der Thonerde sich verbindet, welche, neben Eisenoxyd, Talk- und Kieselerde die unverbrennlichen Bestandtheile des Schiefers ausmachen. Aus der

gebrannten Masse, die eine Zeit lang der Luft ausgesetzt wird, laugt man dann den Alaun aus, der jedoch von Eisenoxyd verunreiniget ist und davon durch Zusatz von Kali und durch Umkrystallisiren gereiniget werden muſs.

Er besitzt einen süſslichen, zusammenziehenden Geschmack und löst sich in 18,363 Theilen kaltem und 0,75 Theilen kochendheiſsem Wasser. Die Lösung kann mit einem gewissen Antheile Alkali versetzt werden, ehe ein Niederschlag erfolgt. Er verwittert an der Luft äuſserlich nur schwach, schmilzt in der Wärme und verliert unter Aufschäumen sein Krystallwasser. Die zurückbleibende Masse nennt man gebrannten Alaun. Sie scheint im Wasser anfangs ganz unlöslich zu sein, löst sich aber nach längerer Zeit völlig auf; — ein Umstand, welcher bei mehreren anderen Salzen nach dem Brennen eintritt. In starkem Feuer wird er fast gänzlich zersetzt und giebt ein wenig Sauerstoffgas. Er wird in der Heilkunst, Färberei, Lederbereitung und anderen Gewerben benutzt.

Im Handel kommen mehrere Alaunsorten vor, unter welchen sich vor allen andern der sogenannte römische Alaun, wegen seiner vorzüglichen Brauchbarkeit auszeichnet. Dieser Alaun enthält nämlich kein Eisen, wovon die übrigen Sorten zwar nur 0,007 bis 0,005 mit sich führen, welcher höchst unbedeutende Eisengehalt aber doch auf verschiedene Farben schädlich einwirkt. Wenn man indessen Alaun in so wenig kochendem Wasser, als möglich, auflöst, und die Lösung unter Umrühren erkalten läſst, so schieſst ein eisenfreier Alaun in kleinen krystallinischen Körnchen an, der zu demselben Behuf, wie der römische, gebraucht werden kann.

Wenn man 3 Theile gebrannten Alaun und 1 Theil gebrannten Kienruſs in einer passenden Glasflasche, welche in einen Tiegel gestellt und mit Sand umgeben wird, bei vorsichtig verstärkter Hitze brennt, bis sich eine blaue Flamme in der Mündung der Flasche zeigt, dann aber, wenn diese Flamme 2 bis 3 Minuten fortgebrannt hat, die Flasche mit einem Kreide-

pfropf verstopft und im Tiegel langsam abkühlen läſst; so erhält man in der Flasche ein schwarzes kohliges Pulver, das sich an der Luft entzündet, und nach seinem Erfinder Homberg's Pyrophor genannt wird. Nach einer Angabe von Coxe muſs man die Flasche verschlieſsen, wenn sich eine rothe Flamme in der Oeffnung zeigt, und man zerstört die Entzündlichkeit des Pyrophors *leichter* durch zu starkes als durch zu schwaches Brennen. Er enthält Kohle, Thonerde, Schwefel und Kalium, die Ursache seiner groſsen Entzündlichkeit ist aber noch nicht ausgemittelt. Man schrieb sie dem Schwefelkalium zu, dieses entzündet sich aber nicht von selbst. Dieser Pyrophor dagegen entzündet sich in feuchter Luft von selbst, jedoch nicht in trockener. Im Sauerstoffgase entzündet er sich ebenfalls und brennt darin mit einer vorzüglichen Lebhaftigkeit. Schwefelsaurer Thon ohne Kali giebt keinen Pyrophor; dagegen soll man ihn mit schwefelsaurem Kali ohne Thonerde bereiten können, wiewohl er nicht immer so gelingt, wie mit Alaun.

Schwefelsaure Thonerde giebt auch mit schwefelsaurem Natron, und selbst mit schwefelsaurem Ammoniak Alaun. Der letztere kommt zuweilen im Handel vor und wird gewonnen, wenn man bei der Alaunbereitung statt der Potasche verfaulten Urin anwendet. Auch kommt der Ammoniakalaun in einem Braunkohlenwerke zu Tschermig in Böhmen natürlich und in ziemlich derben Massen vor.

Die schweflichtsaure Thonerde ist im Wasser unlöslich, löst sich aber in einem Ueberschusse von schweflichter Säure auf und läſst beim Brennen die Säure fahren.

Salpetersaure Thonerde schieſst, wenn ihre Lösung bis zur Dicke des Syrups abgedampft worden, in strahligen Krystallen an; beim schnellen Eintrocknen aber giebt sie eine gummiähnliche Masse. Im Feuer wird sie zerstört. Fällt man eine Auflösung dieses Salzes mit ätzendem Ammoniak, so erhält man einen kleisterartigen Niederschlag, welcher basisch salpetersaure Thonerde ist, und

aus welcher ein Ueberschufs von Ammoniak die Säure nicht auszieht.

Phosphorsaure Thonerde ist im Wasser unlöslich. Sie wird in einem Ueberschusse von Phosphorsäure aufgelöst, und das saure Salz giebt eine zerfliefsende gummiähnliche Salzmasse. Das neutrale Salz giebt beim Schmelzen ein porzellanartiges, und das saure ein durchsichtiges Glas.

Phosphorichtsaure Thonerde löst sich leicht im Wasser, giebt nach dem Verdunsten eine klebrige Masse, die an der Luft nicht feucht wird, aber auch nicht krystallisirt. Sie schmeckt zusammenziehend.

Kohlensaure Thonerde giebt es gar nicht. Nach Saussure's Versuchen löst sich eine geringe Menge Thonerde in kohlensaurem Wasser auf; fällt aber gleich wieder zu Boden, sobald die Kohlensäure verdunstet ist. Wird die Thonerde mit kohlensauren Alkalien im Ueberschusse niedergeschlagen, so ist der Niederschlag ein unlösliches Doppelsalz aus Kohlensäure, Alkali und Thonerde, das sich in Säuren mit Brausen auflöst.

Salzsaure Thonerde krystallisirt schwierig. Sie giebt gewöhnlich eine Salzmasse, die an der Luft schnell wieder feucht wird. Sie röthet stets das Lakmuspapier; wird von zwei Theilen Alkohol aufgelöst und im Feuer zerstört.

Oxydirt salzsaure Thonerde ist ein zerfliefsendes Salz, das von dem salzsauren Salze durch phosphorsaures Silber nicht gereiniget werden kann, und daher noch nicht rein dargestellt worden ist. Es verpufft kaum auf glühenden Kohlen, brennt aber mit einer veilchenblauen Flamme.

Jodsaure Thonerde ist bis jetzt noch nicht untersucht.

Flufsspathsaure Thonerde ist im Wasser unauflöslich, löst sich aber in einem Ueberschusse von Säure zu einer zerfliefsenden gummiartigen Masse auf, die auf Säure reagirt und sauer schmeckt. Die neutrale flufssaure

Thonerde verliert durchs Trocknen ihre Auflöslichkeit in Säuren. Wenn ein aufgelöstes Thonsalz, welches zugleich Flufssäure enthält, mit einem Alkali niedergeschlagen wird, so enthält der Niederschlag Flufssäure, kann auch nicht davon gereiniget werden. Wenn diefs Salz bei sehr hoher Temperatur geglüht wird, verflüchtiget sich die flufssaure Thonerde, und sublimirt sich oft um den oberen Rand des Tiegels. Bei Analysen flufssäurehaltiger Fossilien mufs man auf diese Umstände wohl Acht haben.

Flufssaure Silicate der Thonerde kommen im Mineralreiche unter sehr zusammengesetzten Verhältnissen vor; wie z. B. im Pyknite und Topase.

Boraxsaure Thonerde mit einem kleinen Ueberschufs an Säure ist ein zerfliefsendes, zusammenziehendes Salz, welches im Feuer zu Glas schmilzt. Das neutrale Salz soll unauflöslich sein.

Essigsaure Thonerde ist stets sauer, und kann nicht zum Krystallisiren gebracht werden. Dieses Salz hat nach Gay-Lussac, nur sobald es unrein ist, die Eigenheit, dafs wenn man eine, soviel als möglich neutralisirte Auflösung davon heifs macht, dieselbe sich trübt, während der Abkühlung aber sich wieder aufhellt. Die Thonerde hat mit der Essigsäure eine nur schwache Verwandtschaft. Man bereitet dieselbe zum Behuf der Färbereien von essigsaurem Bleie, welches man mittelst des Alauns fällt, wodurch die Schwefelsäure sich absondert, und eine Mischung von essigsaurem Kali und schwefelsaurer Thonerde in der Auflösung zurückbleibt.

Die kleesaure Thonerde ist nicht auflöslich. Mit einem Ueberschusse an Säure ist sie jedoch leicht lösbar, zerfliefsend und nicht krystallisirbar. Durch Alkohol wird sie nur in geringem Grade aufgelöst.

Weinsteinsaure Thonerde gleicht der Vorhergehenden. Dieses saure Salz wird an der Luft feucht. Zum Behuf der Färberei, wo es als Beitzmittel gebraucht wird, bereitet man die saure weinsteinsaure Thonerde, indem man *Cremor tartari* mit Alaun und Wasser vermischt. Die erhaltene Lösung wird entweder durch koh-

lensaure oder kaustische Alkalien gefällt, ein Umstand, der bei mehreren weinsteinsauren Erden und Metalloxyden in Anwendung kommt. Arosenius fand, daſs das *Lycopodium complanatum*, dessen Aufguſs man in der Färberei als Beitzmittel gebraucht, dieses Salz von der Natur fertig gebildet enthält. In keinem andern Gewächse fand man bis jetzt thonerdige Salze.

Citronensaure Thonerde gleicht der weinsteinsauren. Das neutrale Salz ist, nach Hermbstädt, im Wasser unauflöslich.

Aepfelsaure Thonerde löst sich nicht im Wasser auf.

Chenevix hat den Vorschlag gemacht, bei Mineral-Analysen eine Fällung der Thonerde durch äpfelsaures Kali anzuwenden, um dadurch die Thonerde von der Talkerde zu scheiden.

Benzoësaure Thonerde krystallisirt schwer, und reagirt sauer. Sie löst sich leicht im Wasser, schmeckt scharf und zusammenziehend. Das neutrale Salz ist schwer löslich.

Galläpfelsaure Thonerde bekommt man mit einem starken Ueberschusse an Säure in krystallinischer Form, wenn ein Galläpfelaufguſs mit einer gröſseren Menge frischgefällter Thonerde aufgekocht, durchgeseiht, und dann bis zum Anschieſsen langsam abgedunstet wird. Sie wird im Alkohol aufgelöst.

Schleimsaure Thonerde ist im Wasser nicht löslich.

Bernsteinsaure Thonerde ist im Wasser schwer zu lösen. Mit einem Ueberschuſs an Säure läſst sie sich krystallisiren.

Honigsteinsaure Thonerde ist schwer löslich, und wird niedergeschlagen, wenn man die Honigsteinsäure mit einer Auflösung von einem Thonsalze mischt.

Ameisensaure Thonerde ist zerflieſsend und gummiartig.

Schwefelkohlenstoffhaltige Thonerde bildet sich, wenn man eine Auflösung von schwefelkohlenstoff-

haltigem Kali mit einer Auflösung von Alaun mischt. Man bekömmt auf diese Weise einen dunkelbraunen Niederschlag, welcher sich langsam zersetzt, und dabei Schwefelwasserstoffgas und kohlensaures Gas entwickelt. Löset man dasselbe in Salzsäure auf, so entsteht eine dunkelgraue, unaufgelöste Masse, welche aus mechanisch unter sich gemengter Kohle und Schwefel besteht.

Beryll-Salze.

Schwefelsaure Beryllerde ist schwer zu krystallisiren. Sie schmeckt zuckersüſs, wie alle Beryllsalze, und ist leicht im Wasser zu lösen. Sie schmilzt in der Wärme, fatiscirt sodann und läſst ihre Säure beim Glühen fahren. Die Schwefelsäure kann mit der Beryllerde in verschiedenen Abstufungen vereinigt werden; löst man die Beryllerde in einem Ueberschusse von Säure auf, dunstet sie dann soweit ab, daſs die überschüssige Säure sich zu verflüchtigen anfängt, und digerirt man das Ganze mit Alkohol, so nimmt dieser die freie Säure auf und läſst ein saures Salz zurück, welches krystallisirt.

Wenn eine concentrirte Auflösung dieses Salzes mit frisch gefällter kohlensaurer Beryllerde digerirt wird, so verflüchtiget sich das kohlensaure Gas, und die Flüssigkeit enthält ein basisches Salz, welches man filtriren muſs, ohne daſs man es verdünnt. Dieses Salz trocknet zu einer durchsichtigen gummiartigen Masse ein, und schwillt auf, wenn es erhitzt wird, wie Alaun. Wird die Auflösung dieses Salzes, ehe sie eintrocknet, mit Wasser gemischt, so entsteht eine Zersetzung; in der Flüssigkeit löst sich die neutrale schwefelsaure Beryllerde auf, und es schlägt sich ein Salz nieder, welches einen noch stärkern Ueberschuſs der Basis enthält.

In dem zuletzt genannten Salze hält die Säure und Erde eine gleiche Menge Sauerstoff, in dem andern basischen enthält die Säure 2, in dem neutralen 3, und in dem sauern 6 mal soviel Sauerstoff als die Beryllerde.

Salpetersaure Beryllerde krystallisirt schwer,

zer-

zerfällt in starker und anhaltender Wärme zu Pulver, wird aber an der Luft wieder feucht. Im Alkohol ist sie auflöslich, und bei der Abdunstung hat sie grofse Neigung, die Säure fahren zu lassen und dann basisch zu werden.

Phosphorsaure Beryllerde ist unauflöslich, und giebt einen schleimigen Niederschlag. In einem Ueberschufs von Säure ist sie lösbar. Sie schmilzt beim Glühen zu Glas.

Kohlensaure Beryllerde ist im Wasser nicht löslich, sie ist leicht, fühlt sich fettig an, und wird beim Verbrennen leicht zerstört.

Salzsaure Beryllerde gleicht der salpetersauren, krystallisirt jedoch leichter, und wird an der Luft feucht. Im Alkohol ist sie lösbar. Während des Abdunstens wird sie leicht basisch.

Essigsaure Beryllerde trocknet zu einer zähen, gummiartigen Masse ein, welche nach und nach sich verhärtet und rissig wird.

Kleesaure Beryllerde schmeckt wie Zucker und ist schwer zu krystallisiren.

Weinsteinsaure Beryllerde gleicht der vorhergehenden, so wie auch die

citronensaure Beryllerde.

Galläpfelsaure Beryllerde ist wenig bekannt. Man weifs nur, dafs eine Galläpfel-Infusion die meisten Beryllsalze gelbbraun niederschlägt. Von den übrigen Beryllsalzen ist nur bekannt, dafs die Beryllerde von der Blutlauge nicht gefällt wird, wohl aber von Hydrothionsalzen, bei welcher Gelegenheit sich die Hydrothionsäure mit der Erde zu einer weifsen, voluminösen Masse vereinigt, welche nicht in einem Ueberschusse von Hydrothionsäure lösbar ist. Andere Säuren lösen sie jedoch auf und entwickeln dabei schwefelhaltiges Wasserstoffgas.

2. Yttererde-Salze.

Schwefelsaure Yttererde schiefst bei langsamen Abdunsten in Krystallen an, die eine schwache amethyst-

rothe Farbe annehmen. Dieſs scheint von einem Mangangehalte herzurühren, der schwer abzusondern sein möchte. Der Geschmack ist, wie bei allen Salzen der Yttererde, zuckersüſs. Es löst sich in 30 Theilen kaltem Wasser, und bei Kochhitze in einer nicht viel geringeren Menge. Beim Glühen wird es zersetzt, und läſst ein basisches Salz zurück. Man erhält dasselbe basische Salz, wenn man schwefelsaure Yttererde mit kaustischem Ammoniak niederschlägt. Durch einen Ueberschuſs an Ammoniak verliert es seine Säure nicht.

Schwefelsaure Yttererde und Kali geben ein Doppelsalz, welches im Wasser schwerlöslicher ist, als das einfache Salz. Ich habe bei der Yttererde erwähnt, daſs man es von seinem anhängenden Ceriumoxyd reinigt, indem man dieses durch schwefelsaures Kali ausscheidet. Dunstet man die zurückbleibende Flüssigkeit ab, so bekömmt man daraus das doppelte yttererdige Salz, welches in kleinen Krystallen anschieſst.

Salpetersaure Yttererde giebt eine gummiartige Masse, welche nicht krystallisirt.

Kohlensaure Yttererde ist weiſs, unauflöslich und geschmacklos.

Salzsaure Yttererde gleicht der salpetersauren.

Phosphorsaure, weinsteinsaure und kleesaure Yttererde lösen sich in Wasser nicht auf, und schlagen sich aus der Auflösung in dem Maaſse nieder, wie sie gebildet werden. Wird die Yttererde mit kleesaurem Kali gefällt, oder enthält das Liquidum, aus welchem sie mit Kleesäure gefällt wird, ein Kalisalz, so ist die Fällung ein Doppelsalz von Kleesäure, Kali und Yttererde, und giebt, wenn sie gebrannt wird, eine stark kalihaltige Yttererde.

Bernsteinsaure Yttererde ist schwerlöslich und schieſst bei langsamen Abdunsten in kleinen Krystallen an.

Essigsaure Yttererde schieſst bei langsamer Abdampfung in Krystallen an, welche sich an der Luft nicht verändern und wahrscheinlich aus gleicher Ursache wie bei der schwefelsauren Yttererde eine amethystrothe Farbe

annehmen. Die übrigen Salze sind unbekannt, man weiſs nur, daſs die Auflösungen der Yttererde von der Galläpfelinfusion, durch Blutlauge, Hydrothionsalze, und schwefelkohlenstoffhaltiges Kali gefällt werden.

Zirkonerde-Salze.

Schwefelsaure Zirkonerde giebt nach der Abdampfung eine klare gummiartige Masse, welche, selbst wenn sie nicht mehr flieſsend ist, kein Anzeichen irgend einer Krystallisation giebt. Sie erhärtet, wenn man sie lange bei + 33° einer trockenen Luft aussetzt, zu einer undurchsichtigen salzigen Masse. Wird sie erhitzt, so bläht sie sich auf, wie Alaun, verliert ihr Wasser, doch nicht ihre Säure, und erträgt die Rothglühhitze, ohne daſs sie sich zersetzt. Sie wird dem gröſsten Theile nach wieder im Wasser gelöst, wenn sie lange genug mit letzterem zusammensteht. Durch starke Verdünnung wird die neutrale schwefelsaure Zirkonerde trübe, und die Lösung bekömmt einen kleinen Ueberschuſs an Säure. Beim Weiſsglühen wird sie zerstört, und läſst die Erde rein und weiſsfarbig zurück. Mischt man eine Auflösung der Zirkonerde mit schwefelsaurem Kali, so daſs die Flüssigkeit ganz mit diesem Salze gesättigt wird, so erscheint der Niederschlag als ein Doppelsalz in der Gestalt eines weiſsen voluminösen Pulvers, welches in einer Auflösung von schwefelsaurem Kali nicht lösbar ist. Im Wasser ist es lösbar und kann, wenn ein wenig Schwefelsäure zugesetzt und die Flüssigkeit bei Anwendung gelinder Wärme abgedampft wird, zum Krystallisiren gebracht werden. Erhitzt man die Mischung bis zum Kochen, so bleibt das gefällte Doppelsalz im Wasser und in Säuren unauflöslich.

Salpetersaure Zirkonerde giebt eine gelbe, durchsichtige, zähe, gummiartige Masse. Sie reagirt sauer, hat einen zusammenziehenden Geschmack, löst sich schwer im Wasser, und zersetzt sich damit, während der grö-

Bayerische Staatsbibliothek München

ſsere Theil der Erde sich in schleimigen Klumpen abgesondert.

Phosphorsaure Zirkonerde ist unauflöslich.

Kohlensaure Zirkonerde ist ebenfalls unauflöslich.

Salzsaure Zirkonerde schieſst in kleinen farbenlosen Krystallen an, die an der Luft verwittern. Der Geschmack ist zusammenziehend. Im Wasser und Alkohol wird sie leicht gelöst. Kostet man davon, so wird sie vom Speichel zerlegt. Wenn dieses Salz in vielem Wasser aufgelöst und die Lösung gekocht wird, so schlägt sich die Erde in der Gestalt eines weiſsen Pulvers nieder, welches schwer zu Boden fällt. In der Lösung bleibt nur eine Spur von Zirkonerde zurück, so wie das *Eisen*, welches die Erde bei der Zersetzung des Zirkons bei sich führt.

Essigsaure Zirkonerde krystallisirt nicht, wird im Wasser aufgelöst und schmeckt zusammenziehend. Eine Auflösung von Zirkonerde, welche einen kleinen Ueberschuſs an Säure enthält, wird von kleesaurem Ammoniak nicht, wohl aber von kleesaurem Kali niedergeschlagen.

Weinsteinsaures Ammoniak schlägt die Zirkonerde nieder; der Niederschlag wird jedoch von *Alkali* wieder aufgelöst.

Durch citronensaures Kali wird die Zirkonerde nicht niedergeschlagen.

Bernsteinsaures und benzoësaures Alkali machen in den Auflösungen der Zirkonerde Niederschläge.

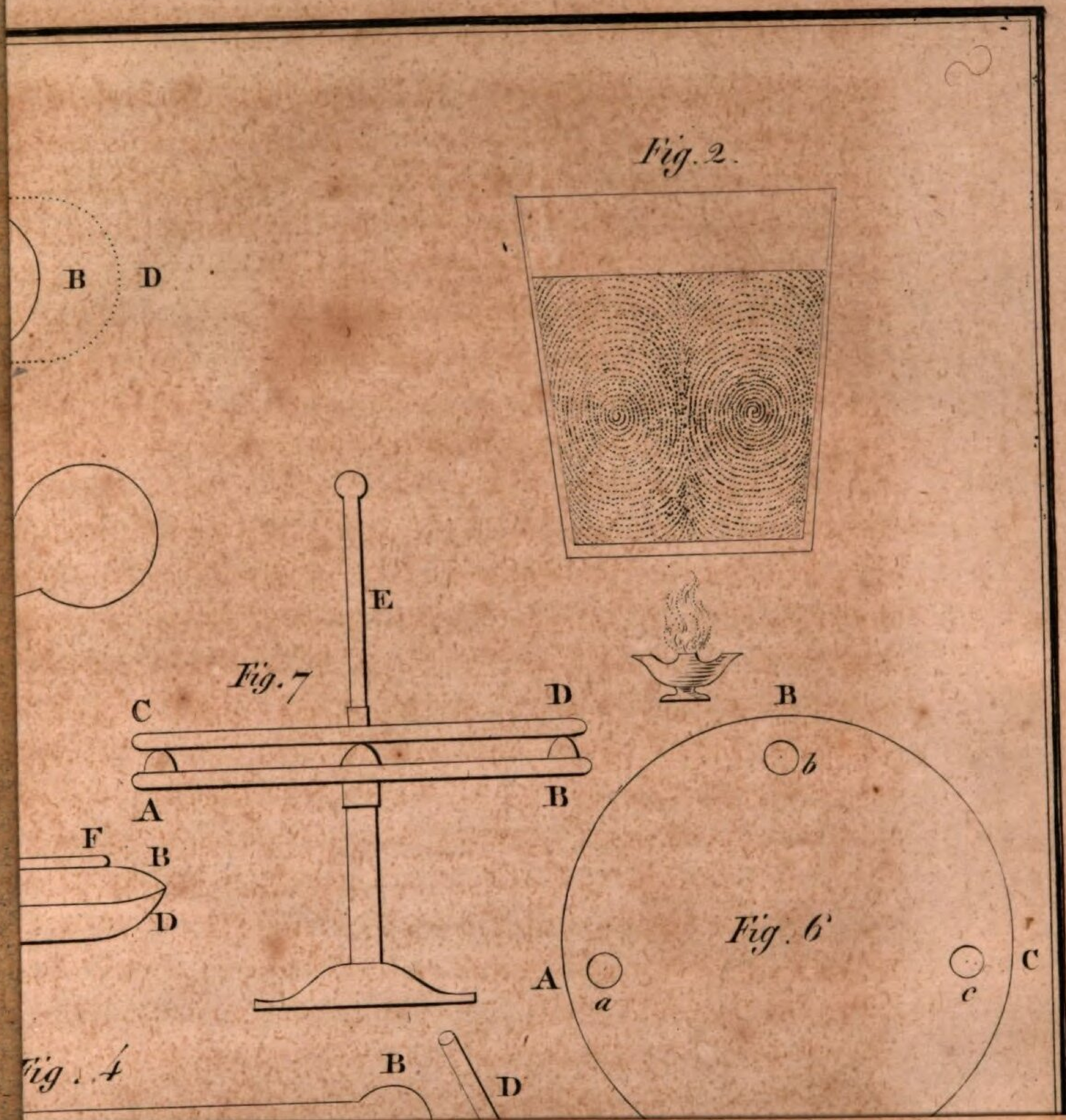
Durch Galläpfelinfusion wird die Zirkonerde, wenn sie eisenfrei ist, mit weiſser Farbe niedergeschlagen.

Cyan-Quecksilber giebt in salzsaurer Zirkonerde einen starken Niederschlag. Ebenso verhalten sich die Hydrothionsalze.

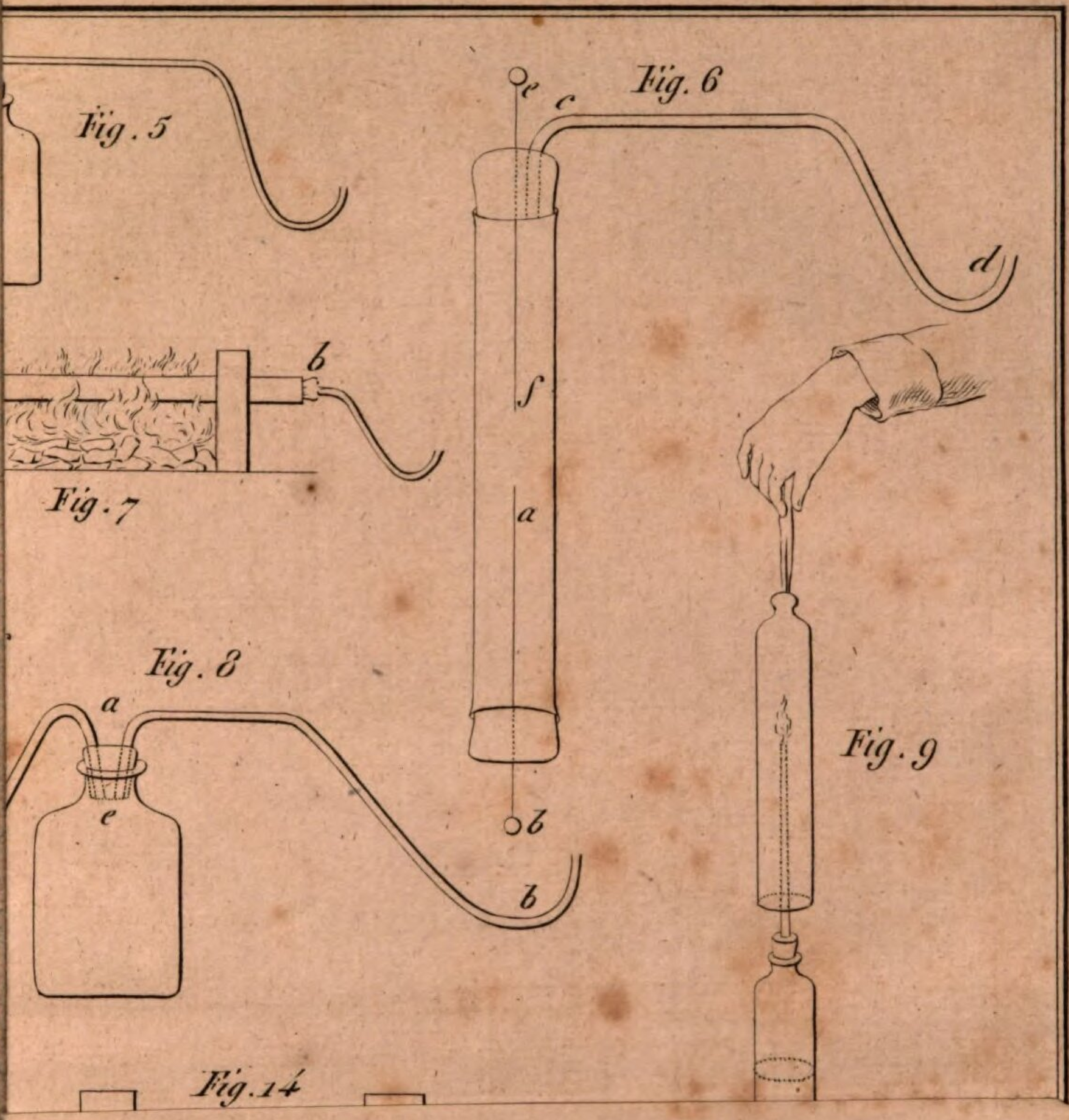
Gedruckt bei A. W. Schade in Berlin, Alte Grünstr. Nr. 18.

Bayerische
Staatsbibliothek
München

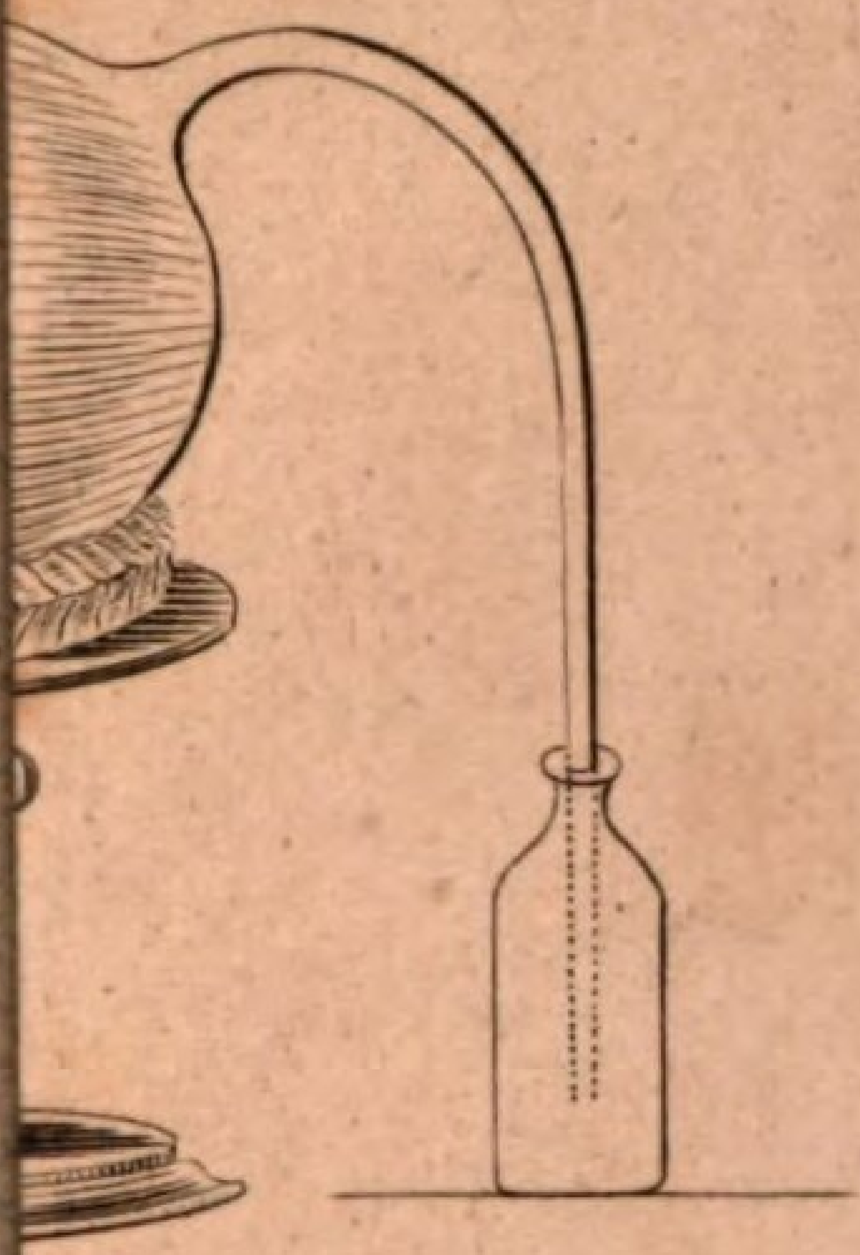
Tab. I.



Tab. II



Tab. III.



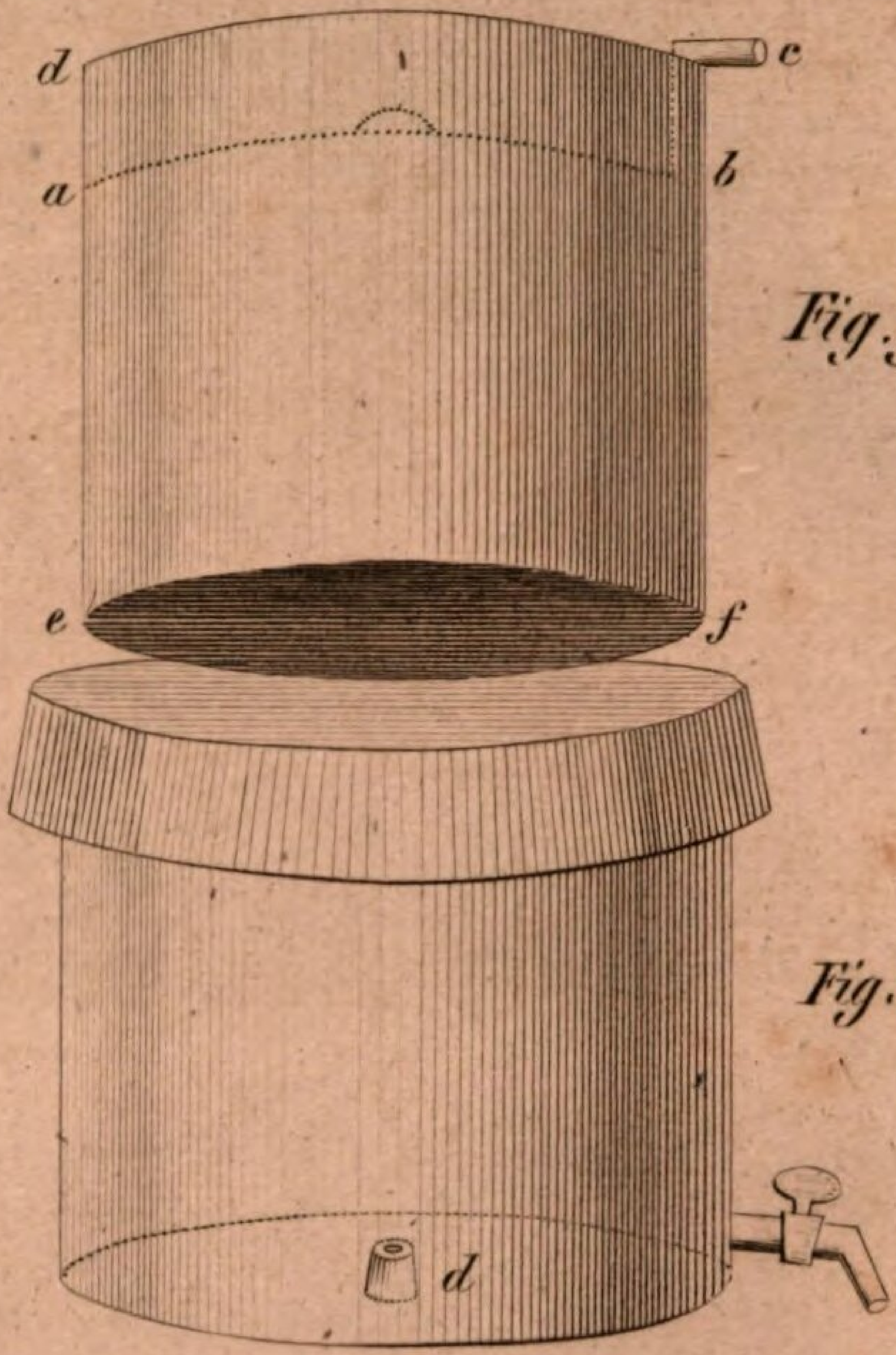


Fig. 9

Fig. 6

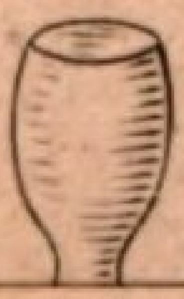


Fig. 3

Fig. 1.



Fig. 12.

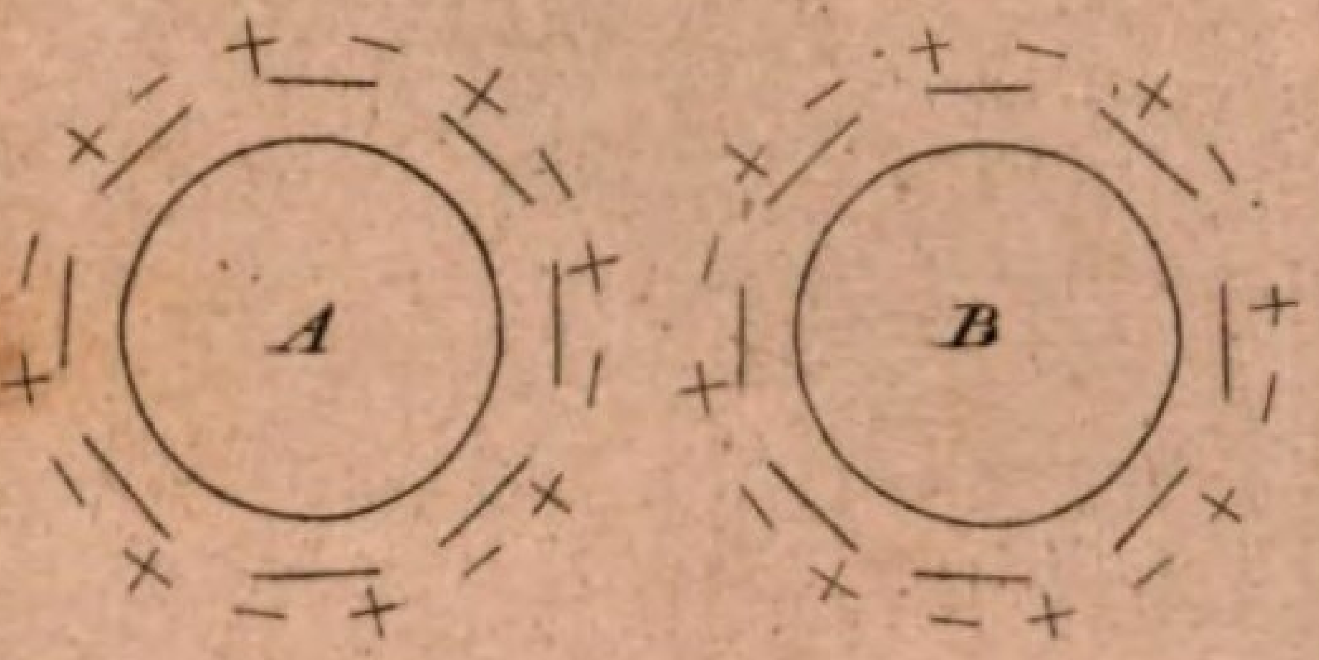


Fig. 8.

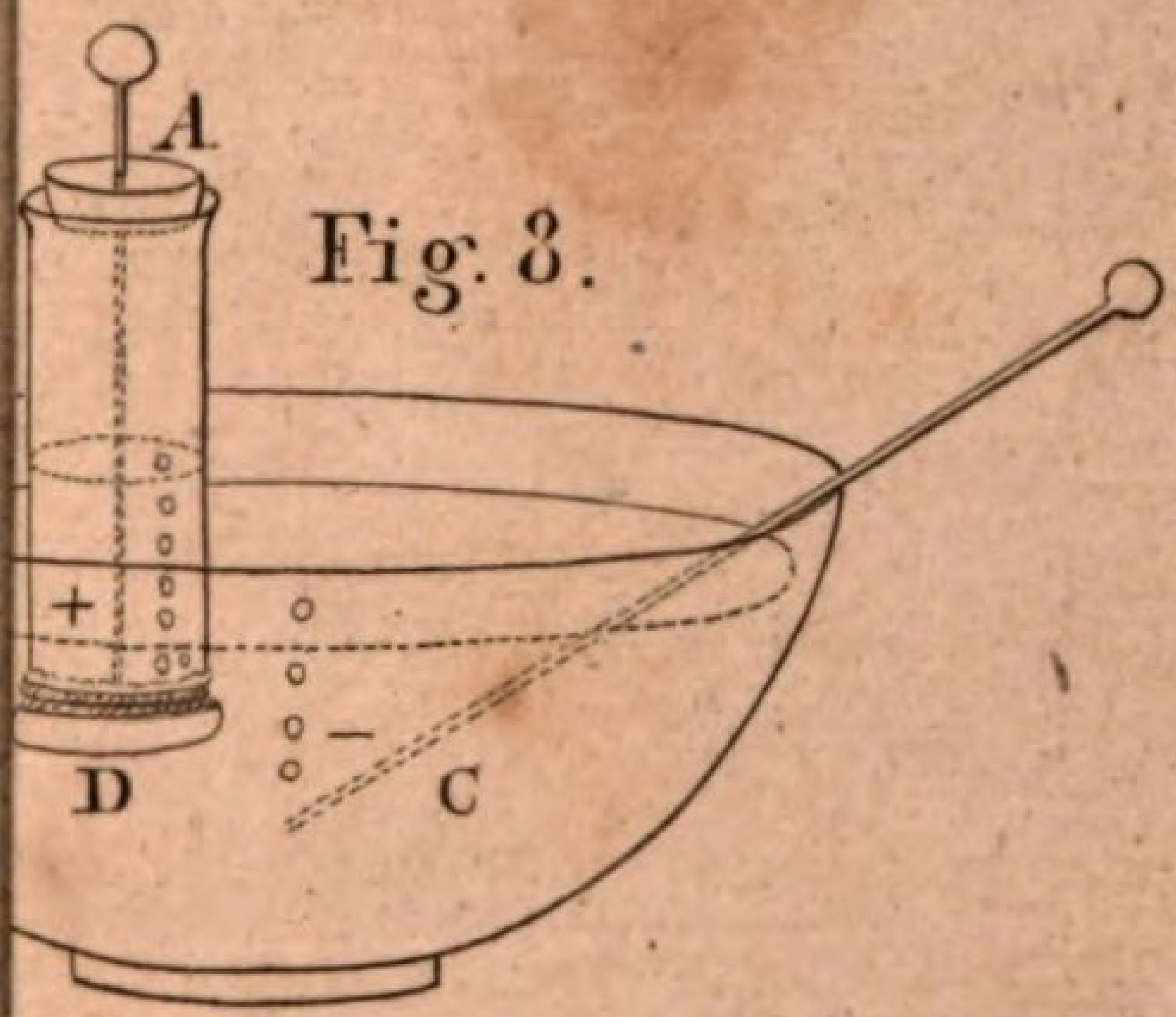
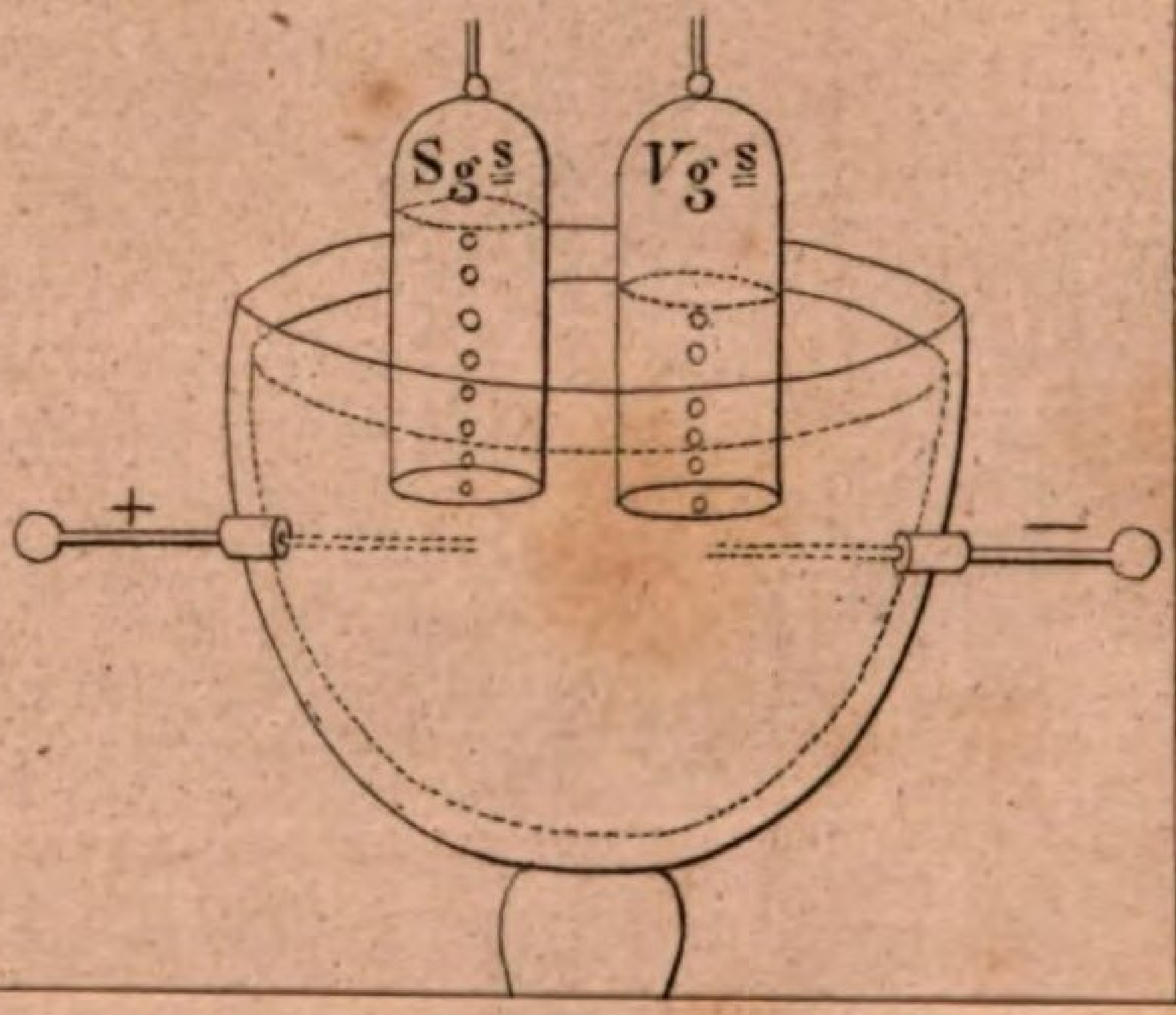


Fig. 7.



Bayerische StaatsBibliothek
Münchener DigitalisierungsZentrum Digitale Bibliothek

Berzelius, Jöns Jacob, / Blöde, Karl August, / Palmstedt, Carl,

Lehrbuch der Chemie

Bd.: 1

Dresden [u.a.] 1823

BHS II I 42-1
urn:nbn:de:bvb:12-bsb10707802-9